

GEORGES TREHERNE

MANUEL DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE

CLASSE DE QUATRIEME

DES COURS COMPLEMENTAIRES
ET DES COLLEGES MODERNES

FERNAND NATHAN - EDITEUR

GEORGES TRÉHERNE

Professeur au lycée Janson-de-Sailly

Agrégé de Sciences physiques.

MANUEL DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE

CLASSE DE QUATRIÈME
DES COURS COMPLÉMENTAIRES
ET DES COLLÈGES MODERNES

PROGRAMME D'AOUT 1947

FERNAND NATHAN — ÉDITEUR
18, Rue Monsieur-le-Prince—PARIS VI^e

Tous droits réservés

A LA MÊME LIBRAIRIE

PROGRAMME D'AOUT 1947

MANUELS DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE

Classe de Quatrième

Classe de Troisième

PROGRAMME D'OCTOBRE 1945

Physique. — Classe de Seconde (A. B. C. et Moderne).

Chimie. — Classe de Seconde (A. B. C. et M.).

PROGRAMME DE JUILLET 1946

Physique. — Classe de Première (A. B. C. et Moderne).

Chimie. — Classe de Première (A. B. C. et M.)

NOUVEAUX PROGRAMMES D'AOUT 1947

CLASSE DE QUATRIÈME

PHYSIQUE

Poids d'un corps. — Verticale, applications. Mesure du poids d'un corps par allongement d'un ressort; dynamomètre. Notion expérimentale de centre de gravité.

Mesure du poids d'un corps à l'aide de la balance; pesée simple; justesse et fidélité; définition pratique de la sensibilité.

Mesure des poids spécifiques des solides et des liquides.

Notion de force. — Exemples usuels de forces qui tirent et de forces qui poussent. Direction, sens, grandeur mesurée par le dynamomètre. Principe de la romaine; exemples de leviers.

Statique des fluides. — Distinction entre liquide et gaz. Surface libre d'un liquide au repos; applications.

Poussée d'Archimède; étude expérimentale dans le cas des liquides et des gaz; applications.

Définition de la pression; application aux solides. Cas des fluides; variation de la pression avec le niveau. Calcul de la pression et de la poussée sur le fond horizontal d'un vase.

Pression atmosphérique. Expérience de Torricelli; baromètre à mercure et manomètre à air libre; baromètre et manomètre métalliques.

Loi de Mariotte.

CHIMIE

L'air (mélange) — L'azote — L'oxygène.

L'eau (combinaison) — L'hydrogène.

Le carbone; combustion — Gaz carbonique.

Le soufre; combustion — Gaz sulfureux — Acide sulfurique.

La soude caustique.

Sulfate de sodium — Chlorure de sodium.

Notions d'acide, de base, de sel.

Propriétés usuelles des principaux métaux (fer, cuivre, zinc, plomb, aluminium).

P H Y S I Q U E

PREMIER CHAPITRE

POIDS. — VERTICALE

A. — NOTION DE POIDS

1. Définition du poids d'un corps.

Pour soulever un corps quelconque, nous devons faire un *effort* : nous avons la sensation très nette que le corps est tiré vers le sol (fig. 1).

Si un corps est lâché, *il tombe*, c'est-à-dire qu'il se rapproche du centre de la terre (fig. 2); ces faits montrent que :

Les corps sont attirés par la terre; on donne à ce phénomène le nom de **pesanteur**.

Et **le poids d'un corps est l'attraction exercée par la terre sur ce corps**.

Tous les corps sont *pesants* : si des ballons, des nuages, des fumées... semblent échapper à la pesanteur, c'est que l'air les pousse vers le haut et que cette poussée fait échec à leur poids.

2. Caractéristiques du poids d'un corps.

a) **Direction et sens.** — Un corps, généralement métallique et de petites dimensions, suspendu à une ficelle souple, constitue un *fil à plomb* (fig. 3).

Un fil à plomb au repos, étant tendu par le poids du corps qu'il soutient, *indique la direction de ce poids*; Or, on vérifie facilement que des fils à plomb voisins sont *parallèles* (fig. 4) :



FIG. 1.
Tout corps a un poids.

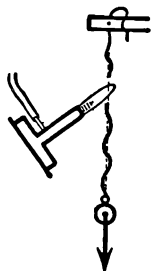


FIG. 2. — La boule tombe entraînée par son poids.

on constate ainsi que *les poids des corps d'un même lieu ont tous même direction* que l'on appelle la **direction verticale du lieu**.

Ces poids ont aussi même sens : *le sens de haut en bas*.

b) **Point d'application.** — Une règle, supportée par la table sur plus de

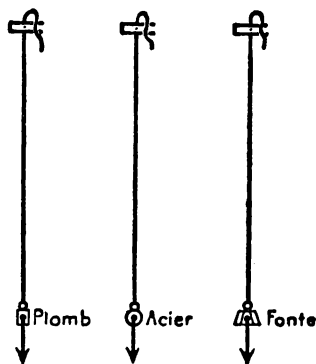


FIG. 3. — Trois « fils à plomb ».

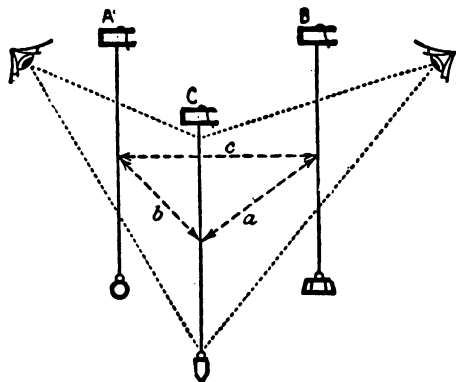


FIG. 4. — Les fils à plomb se masquent deux à deux; les distances a , b et c sont constantes de haut en bas; ils sont donc parallèles.

la moitié de sa longueur, ne bascule pas (fig. 5) : *le poids de la règle ne la tire donc pas par n'importe quel point*; par exemple, si cette règle a deux moitiés identiques, le point où s'applique son poids est à mi-distance des bouts, et il suffit que ce point soit supporté pour que la règle ne tombe pas (fig. 6) :

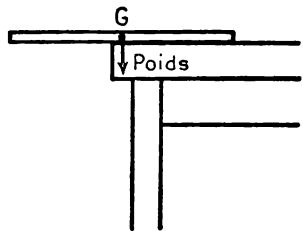


FIG. 5. — Le poids, s'appliquant en G , ne peut faire tomber la règle.

On nomme **centre de gravité du corps** ce point d'application de son poids.

c) **Intensité.** — L'effort que nous devons fournir pour

soulever tel ou tel corps est variable de l'un à l'autre, parce que les poids de ces corps ont des **intensités** différentes; ceux que nous disons *lourds* ont des poids intenses, alors que nous paraissent *légers* les corps dont les poids ont une faible intensité.

L'intensité d'un poids peut être *mesurée*, c'est-à-dire que l'on peut lui faire correspondre un *nombre*; nous y reviendrons dans la prochaine leçon.

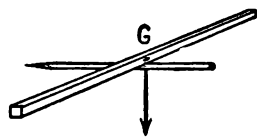


FIG. 6. — Le crayon soutient le centre de gravité de la règle.

3. Représentation d'un poids par un vecteur.

Comme le montrent les figures ci-dessus, le poids d'un corps se représente par un *segment de droite dirigée*, que l'on appelle en Géométrie un **vecteur**.

- 1° L'origine *G* du vecteur poids est le **centre de gravité** du corps;
- 2° Sa direction est la **verticale** du lieu;
- 3° La *flèche de l'extrémité* indique le sens de haut en bas;
- 4° La longueur du vecteur est proportionnelle à l'**intensité** du poids représenté.

B. — VERTICALE

4. Verticale d'un point.

Par un point quelconque *M* passent une infinité de droites (fig. 7); l'une — et une seule — de ces droites se confond avec la direction d'un fil à plomb suspendu en *M*: c'est la **verticale du point *M***; ainsi :

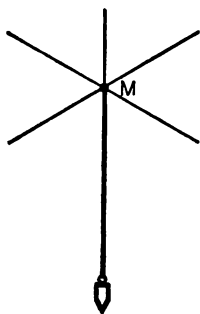


FIG. 7. — Le fil à plomb est confondu avec la verticale de *M*.

La **verticale d'un point** est la droite suivant laquelle s'immobilise un fil à plomb suspendu en ce point.

5. Propriétés des verticales.

a) Avec un fil à plomb et un récipient plein d'eau, nous pouvons réaliser l'expérience représentée par la figure 8; elle montre que **toute droite verticale est perpendiculaire à la surface d'un liquide au repos**; rappelons qu'une telle surface, normale à une verticale, est dite **horizontale**.

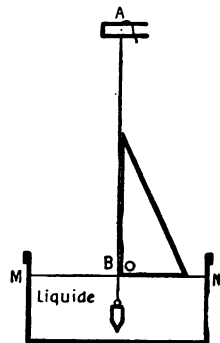


FIG. 8. — Une verticale est perpendiculaire à la surface libre d'un liquide au repos.

b) En réalité, la surface horizontale d'un liquide au repos n'est assimilable à un plan que si son étendue n'est pas trop grande: elle participe, en effet, à la forme arrondie de la terre.

Si nous admettons que la terre est sphérique (1), des surfaces libres de

(1) Elle l'est, à très peu près.

liquides considérées toutes à la surface de la terre en des lieux quelconques appartiennent à la sphère terrestre, et il en résulte que **les verticales de ces lieux concourent au centre de la terre** (fig. 9).

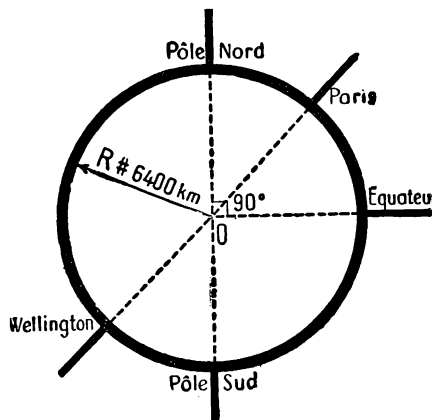


FIG. 9. — Les verticales des divers lieux concourent à peu près au centre de la terre.

Si la distance de deux lieux vaut le quart de la circonférence terrestre, soit 10.000 km, leurs verticales font entre elles un angle de 90° , donc :

1° La distance de deux points de la terre dont les verticales font un angle de 1 degré est :

$$\frac{10.000}{90} \approx 111,111 \text{ km, ou } 111.111 \text{ mètres}$$

2° La distance qui correspond à un angle de 1 minute est de même :

$$\frac{10.000}{60 \times 90} \approx 1,852 \text{ km, ou } 1.852 \text{ mètres}$$

On appelle **mille marin** cette longueur de 1.852 m.

Le **nœud** des marins est une unité de vitesse correspondant à 1 mille marin à l'heure.

3° Si la distance de deux fils à plomb est peu différente de 1,85 m (un millième de mille marin) l'angle de leurs verticales ne vaut guère plus d'un millième de minute, soit 0,06 seconde d'angle, et n'est pas mesurable : c'est pourquoi ces verticales paraissent **parallèles** (fig. 4).



FIG. 10.

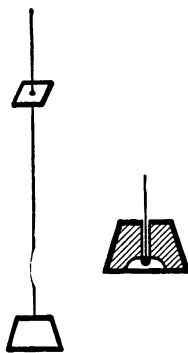


FIG. 11.

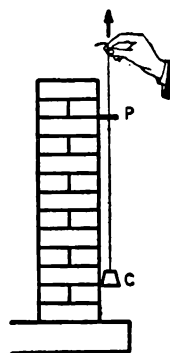


FIG. 12. — Vérification de la verticalité d'un mur.

6. Applications.

a) **Fil à plomb.** — Les maçons utilisent des fils à plomb tels que ceux qui sont représentés ci-contre (fig. 10 et 11) pour vérifier que les murs qu'ils « montent » sont *verticaux* (fig. 12).

La largeur de la plaquette p étant égale au diamètre du corps pesant C , le mur est vertical si le corps C effleure constamment les briques quand on le fait monter en maintenant la plaquette dans la position indiquée par la figure.

b) **Le niveau de maçon** sert à celui-ci pour contrôler l'*horizontalité* d'une plateforme, d'un appui de fenêtre, des marches d'un escalier de pierre; il est constitué par un assemblage de pièces de bois en forme d'A (fig. 13) muni d'un fil à plomb suspendu en M .

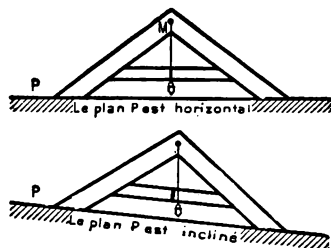


FIG. 13. — Niveau de maçon.

Si la surface P est horizontale, le fil est juste en face d'une encoche fine tracée sur la barre du A ; par contre, le fil passe à droite ou à gauche de cette encoche si la surface P n'est pas horizontale.

Le niveau de maçon est souvent remplacé par un appareil plus précis, appelé *niveau à bulle*, basé sur l'*horizontalité* de la surface d'un liquide au repos (fig. 103).

RÉSUMÉ

A. *Le poids d'un corps est l'attraction que la terre exerce sur lui; tous les corps sont ainsi soumis à la pesanteur.*

La direction du poids d'un corps est la *direction verticale* du lieu; son point d'application est le *centre de gravité* du corps, et son intensité est variable d'un corps à l'autre; on représente ce poids par un *vecteur*.

B. Par tout point passe une *verticale* et une seule, confondue avec le fil à plomb suspendu en ce point.

Une verticale est perpendiculaire à la portion de plan horizontal que représente la surface d'un liquide.

Les verticales de divers lieux convergent au centre de la terre, mais, en un même lieu, elles sont pratiquement parallèles.

Dans la construction des Immeubles, on utilise le *fil à plomb* et aussi un instrument qui en dérive : le *niveau de maçon*.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Pourquoi devons-nous faire un effort pour soulever un corps, et pourquoi tombe-t-il quand nous le lâchons?

— Un corps cesse-t-il d'être pesant à certains moments ou dans certaines positions?

— Comment peut-on matérialiser la direction d'un poids?

— Où s'applique le poids d'un corps?

— Par quel caractère les poids de divers corps diffèrent-ils?

— Comment représente-t-on un poids?

— Qu'est-ce que la verticale d'un point?

— Que représente la surface d'un liquide tranquille?

— Comment est une verticale par rapport à cette surface?

— Que peut-on dire de l'angle formé par deux verticales?

— Comment peut-on vérifier la verticalité d'un mur avec un fil à plomb?

— Expliquer le principe du niveau de maçon.

1. Le tour de la terre étant à peu près une circonférence de 6.400 km de rayon, calculer la distance de deux points de la surface terrestre dont les verticales font entre elles un angle d'un millième de degré; est-il légitime, d'après ce résultat, de considérer que les verticales d'une salle sont des droites parallèles?

2. En supposant qu'un bateau ait parcouru 3.000 km le long de l'équateur, calculer l'angle dont a tourné sa verticale au cours de ce voyage et la durée de celui-ci, si sa vitesse moyenne a été de 20 nœuds.

3. Sur l'arête d'un mur en pente, on place un niveau de maçon et l'on constate que le fil à plomb passe à 1 cm de l'encoche tracée sur la barre du A (fig. 13); sachant que le point de suspension M du fil à plomb est à 20 cm de l'encoche, calculer de combien on s'élèverait verticalement si l'on parcourait sur le mur un chemin dont la projection horizontale serait 100 mètres.

DEUXIÈME CHAPITRE

MESURE D'UN POIDS PAR ALLONGEMENT D'UN RESSORT

PRINCIPE DU DYNAMOMÈTRE

7. Unités de poids.

Mesurer un poids c'est comparer son intensité à celle d'un poids connu adopté comme unité de poids.

La comparaison fait connaître le **nombre** d'unités de poids contenues dans le poids cherché; ce nombre exprime l'*intensité* du poids.

En France, l'unité usuelle est le **kilo-gramme-poids** (*kg*) :

C'est le poids du cylindre en platine iridié, appelé kilogramme étalon (fig. 14), *déposé au Bureau International des Poids et Mesures* (Pavillon de Breteuil, à Sèvres, près de Paris).

Le kilogramme est pratiquement égal au poids d'un dm^3 d'eau pure à la température de 4° ; c'est là une correspondance très précieuse entre les unités de poids et les unités de volume du système métrique ⁽¹⁾.

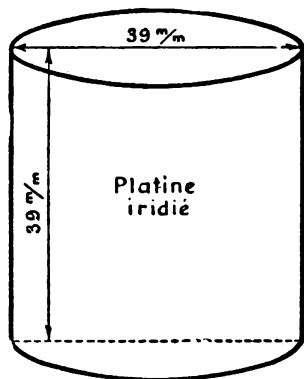


FIG. 14. — *Kilogramme international en « vraie grandeur ».*

(1) Les fondateurs du système métrique avaient, en effet, défini le *kg* comme étant le poids de 1 dm^3 d'eau pure, à la température de 4° ; et l'étalon en platine devait répondre à cette définition; mais on s'aperçut plus tard que, par suite de légères erreurs de réalisation, l'étalon était trop lourd de 27 milligrammes (soit de moins de 3 cent-millièmes de son poids); aussi décida-t-on de prendre pour unité le poids de l'étalon et non le poids du dm^3 d'eau. Mais l'erreur commise en admettant qu'un dm^3 d'eau pure et froide pèse un *kg* peut être presque toujours négligée.

On se sert aussi des multiples et sous-multiples du kg; rappelons les principaux :

Le **gramme-poids** (g), égal à la millième partie du kg; c'est pratiquement le poids d'un cm³ d'eau pure et froide;

2° Le **quintal** (q), qui vaut 100 kg;

3° La **tonne-poids** (t), égale à 1.000 kg, donc très peu différente du poids d'un m³ d'eau pure et froide.

8. Poids marqués; boîtes de poids.

Pour faciliter la comparaison d'un poids inconnu à l'unité de poids choisie, on se sert de poids marqués.

Un **poids marqué** est un corps dont la forme facilite les manipulations et qui porte sur lui l'indication de son poids :

Les plus intenses sont souvent en **fonte** (fig. 15);



50 g à 10 kg.

FIG. 15. — Poids marqués en fonte.

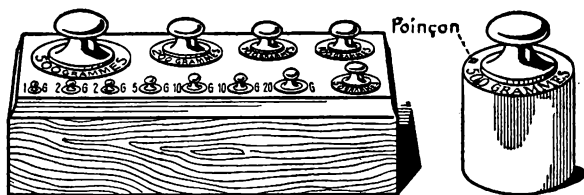
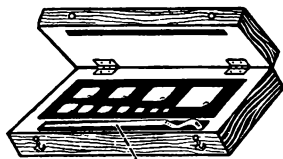


FIG. 16. — Boîte de poids en laiton.

Ceux d'intensités moyennes sont couramment en **laiton** (fig. 16);

Quant aux poids marqués de faibles intensités (poids divisionnaires, fig. 17), on les construit habituellement en **aluminium** ou en **platine**.

Quand leurs dimensions le permet, les poids marqués sont groupés en **boîtes de poids**; dans une telle boîte, la liste des poids est judicieusement choisie : par exemple, celle de la figure 16 comprend :



Pinces

2
DÉCIG.

FIG. 17. — Série de poids divisionnaires en lamelles (dont un coin est relevé pour faciliter l'emploi des pinces).

500 g	200 g	100 g	100 g
50 g	20 g	10 g	10 g
5 g	2 g	2 g	1 g

Et nous constatons que :

1° 12 poids marqués seulement suffisent à réaliser tous les poids, de gramme en gramme, depuis 1 g jusqu'à 1 kg;

2° La somme des poids de la boîte mesure 1 kg;

3° Chaque poids de la boîte est égal à la somme de tous les poids inférieurs;

par exemple : $\begin{cases} 50 \text{ g} = 20 \text{ g} + 10 \text{ g} + 10 \text{ g} + 5 \text{ g} + 2 \text{ g} + 2 \text{ g} + 1 \\ 10 \text{ g} = 5 \text{ g} + 2 \text{ g} + 2 \text{ g} + 1 \text{ g} \end{cases}$

Ces deux dernières propriétés des boîtes de poids usuelles facilitent la *vérification* des poids marqués par les agents des Poids et Mesures.

Un *poinçon*, apposé par le vérificateur sur chaque poids, indique qu'il a été vérifié

9. Mesure d'un poids à l'aide d'un ressort élastique.

a) Déformations élastiques.

Si l'on accroche un poids à un ressort d'acier de bonne qualité, le ressort se *déforme* et l'on peut constater que (fig. 18) :

1° La déformation du ressort se traduit par un **allongement**;

2° Elle n'est que **temporaire** : si l'on décroche le poids, le ressort reprend sa longueur initiale;

3° L'allongement reprend toujours la *même valeur* pour le *même poids déformant*.

Ce sont là les propriétés d'un corps **élastique**; si l'on accroche un poids trop lourd pour le ressort, la *limite d'élasticité* est dépassée et une déformation persiste quand on décroche le poids : le ressort n'est plus utilisable.

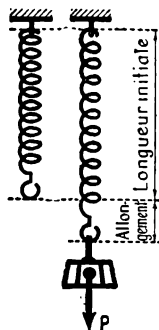


FIG. 18. — Allongement d'un ressort.

b) **Graduation en poids.** — 1° Avec des poids marqués de plus en plus intenses, infligeons au ressort représenté figure 19 des allongements de plus en plus grands; repé-

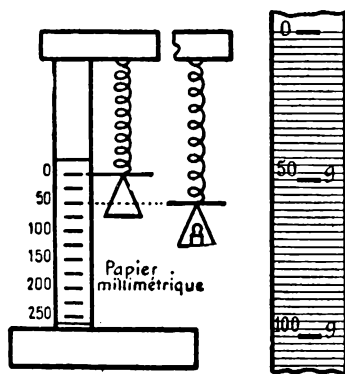


FIG. 19. — Graduation « en poids » d'un ressort élastique.

rons par des traits tracés sur la bande millimétrique, les positions successives de l'extrémité du ressort, et inscrivons en face de chaque trait l'intensité du poids correspondant : le ressort est maintenant **gradué en poids**, c'est un **dynamomètre**.

Pour mesurer un poids, il suffit, en effet, de l'appliquer à l'extrémité libre du ressort et de lire le nombre de grammes inscrit sur la division devant laquelle l'index s'immobilise (fig. 20).

Mais il arrive souvent que l'index s'arrête entre deux divisions; il faut alors *estimer* la lecture correcte.

On peut obtenir plus de précision en remplaçant la graduation par une *courbe d'étalonnage*.

2^o *Courbe d'étalonnage; exemple de représentation graphique d'un phénomène physique.*

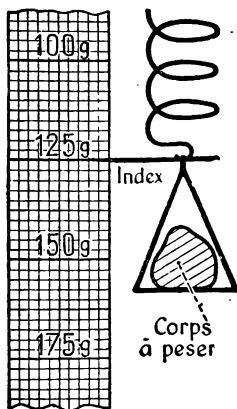


FIG. 20. — Le poids du corps à peser est 125 g.

Sur la bande millimétrique qui porte la graduation, lisons les *allongements* infligés au ressort par les divers poids utilisés : nous obtenons un **tableau de nombres** tel que celui de la figure 21.

Traçons deux axes rectangulaires *ox* et *oy*; choisissons sur l'un une échelle des poids, sur l'autre, une échelle des longueurs, et portons respectivement sur ces axes les poids déformants et les allongements correspondants (fig. 22).

Chaque ligne du tableau de nombres traduit les résultats d'une expérience d'allongement et nous lui faisons correspondre un **point représentatif** tel que *M, N, P, Q...*

charges	allongements
50 g	20 mm
100 g	41 mm
150 g	59 mm
200 g	80 mm
250 g	95 mm

FIG. 21.
Tableau de nombres.

Traçons la ligne la plus régulière qui passe par ces points représentatifs, ou tout au moins en laisse autant de part et d'autre : il est naturel d'admettre que si nous avions fait un très grand nombre de mesures très précises, avec des poids d'intensités croissantes très voisines, tous les points représentatifs (alors très rapprochés) formeraient précisément cette ligne.

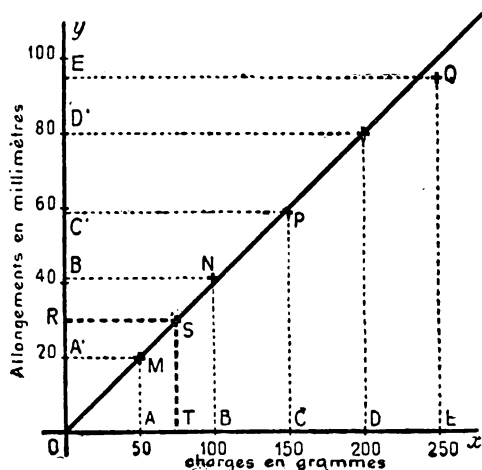


FIG. 22.

Représentation graphique des allongements

Avec un ressort de bonne qualité, on obtient une *droite passant par le point O* : cela signifie que si le poids déformant est multiplié par 2, 3, 4..., l'allongement est aussi multiplié par 2, 3, 4... : c'est dire que :

Les allongements du ressort sont proportionnels aux poids qui les produisent.

Telle est la loi du phénomène physique d'allongement d'un ressort élastique : nous constatons qu'elle se dégage mieux de la représentation graphique que de la seule graduation en poids (fig. 19).

C'est pourquoi ce mode de

représentation graphique d'un phénomène physique est très souvent employé pour mettre en évidence la ou les lois qui le régissent.

Par ailleurs, la courbe d'étalonnage (fig. 22) peut remplacer avantageusement la graduation en poids dans la mesure d'un poids quelconque : il suffit de mesurer l'allongement infligé par ce poids, de le reporter en *OR* et de construire le rectangle *ORST* : la longueur *OT* représente un poids égal au poids cherché.

10. Dynamomètre (ou " peson ") à ressort.

Pour peser des corps dont le poids ne dépasse pas quelques kg., on a construit des *pesons à ressort* dont le principe est celui de l'appareil précédent gradué « en poids », avec quelques modifications rendant l'instrument transportable. Souvent le ressort est comprimé au lieu d'être étiré (fig. 23).

C'est un appareil *très commode* puisque la mesure d'un poids se ramène à une simple lecture et il est assez utilisé dans certains pays étrangers.

Pourtant, la loi française interdit son emploi dans les transactions commerciales parce *qu'il n'est pas très sensible* (la lecture est la même pour des poids qui peuvent différer de plusieurs grammes) et, surtout, parce *qu'il manque de fidélité* :

A la longue, l'élasticité du ressort se modifie et les indications portées sur l'appareil deviennent fausses : *il faudrait en recommencer l'étalonnage assez fréquemment.*

Nous verrons, dans l'étude des forces (6^e leçon), d'autres types de dynamomètres qui peuvent être aussi utilisés dans la mesure approximative de certains poids de grande intensité.

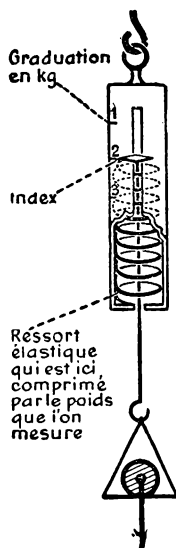


FIG. 23. — Pesée d'un corps au « peson » à ressort.

RÉSUMÉ

Mesurer un poids c'est comparer son intensité à celle d'un poids unité; le résultat est un nombre de kilogrammes, ou de grammes, ou de tonnes... Pour faciliter cette mesure, on utilise des poids marqués, souvent associés en boîtes de poids, ou la liste des poids est judicieusement choisie.

A l'aide d'un ressort élastique, on peut connaître rapidement le poids d'un corps; il faut au préalable étalonner le ressort, soit en lui donnant une graduation en poids, soit en construisant une courbe d'étalonnage. Celle-ci constitue un exemple de représentation d'un phénomène physique, mettant en évidence la loi qui régit ce phénomène.

Un ressort élastique ainsi étalonné constitue un dynamomètre; c'est le cas, par exemple, du peson à ressort, plus utilisé à l'étranger qu'en France, où on lui reproche son manque de sensibilité et de fidélité.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'est-ce que *mesurer un poids*? Comment s'exprime le résultat de la mesure?
- Quelles sont les *unités usuelles* de poids, en France?
- Comment est habituellement constituée une *boîte de poids marqués*? Quels sont les avantages d'une telle liste de poids connus?
- A quelles propriétés reconnaît-on qu'un ressort est *élastique*?
- Comment peut-on *étalonner en poids* un ressort élastique?
- Qu'est-ce qu'un *tableau de nombres*? Comment peut-on le *représenter graphiquement*?
- Quels sont les avantages d'une représentation graphique?
- Qu'est-ce qu'un *dynamomètre*? Quels sont ses avantages et ses inconvénients?

1. L'étalonnage d'un ressort en acier a fourni le tableau de nombres suivants :

Charges en grammes.....	100	200	300	400	500	600
Allongements correspondants en millimètres.....	10	19	31	41	50	59

Conduire la représentation graphique comme il est dit dans le cours.

Trouver à l'aide du graphique :

- 1° L'allongement dû à un poids de 425 grammes;
 - 2° Le poids qui produirait un allongement de 25 millimètres.
2. Un dynamomètre à ressort d'acier a des déformations proportionnelles aux poids déformants; pour le graduer, on ne dispose que d'un poids marqué de 1 kg, qui lui inflige un allongement de 200 mm :
- 1° Comment conduire cette graduation?
 - 2° Quelle serait l'intensité du poids qui produirait un allongement de 295 mm ?
3. Sachant qu'un poids de 200 g allonge de 80 mm un ressort d'acier de bonne qualité (fig. 19), calculer la distance qui, sur la graduation en poids, séparera les traits marqués 125 g et 150 g; en déduire l'estimation du poids inconnu qui amènerait l'index aux $\frac{2}{5}$ de l'intervalle 125-150.
4. Dans un peson à ressort comprimé (fig. 23), la longueur du ressort, pour une charge nulle, vaut 15 cm; sachant que l'élasticité serait altérée si la longueur était réduite à moins du $\frac{1}{5}$ de sa valeur, et qu'un poids de 1 kg raccourcit le ressort de 3 cm, calculer :
- 1° La longueur de la graduation en poids;
 - 2° Le poids maximum que l'on pourra peser;
 - 3° La valeur, en poids, des subdivisions de la graduation, si leur longueur vaut $\frac{1}{2}$ mm.

TROISIÈME CHAPITRE

CENTRE DE GRAVITÉ — ÉQUILIBRE

A — NOTION EXPÉRIMENTALE DE CENTRE DE GRAVITÉ

11. Centre de gravité d'un corps mince.

Soit une figure plane quelconque découpée dans une plaque mince et

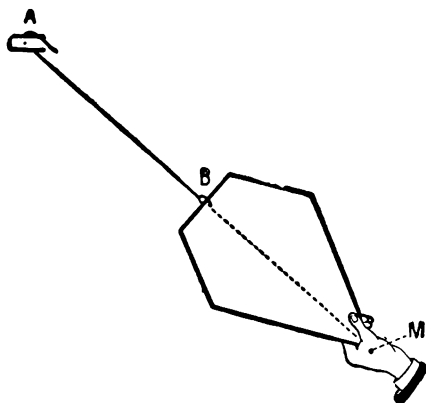


FIG. 24.

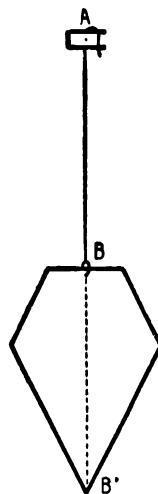


FIG. 25.

rigide (carton, zinc, bois) et suspendue à une ficelle souple; si nous la tirons obliquement, nous constatons que la ficelle AB se tend dans le pro-

longement du segment MB qui joint le point d'application M de notre action au point d'attache B (fig. 24).

Abandonné à lui-même, l'ensemble s'immobilise à la façon d'un fil à plomb et la ficelle se tend verticalement dans le prolongement du vecteur poids, qui joue ici le rôle joué précédemment par la traction de la main (fig. 25); donc, le point d'application de ce poids, c'est-à-dire le **centre de gravité du corps suspendu, est situé sur le prolongement BB' de AB .**

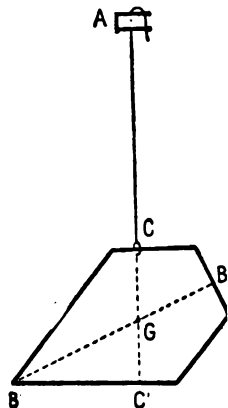


FIG. 26.

Supposons que l'on utilise d'autres points d'attache, tels que C (fig. 26), puis D : si le centre de gravité ne change pas de place quand on modifie ainsi l'orientation du corps suspendu, il est à la fois sur BB' , CC' , DD' , ce qui exige que ces droites soient concourantes.

Comme l'expérience confirme cette prévision (fig. 27), nous pouvons affirmer que :

Le centre de gravité d'un corps rigide est un point fixe de ce corps; et la démonstration expérimentale ci-dessus donne du même coup la place de ce centre

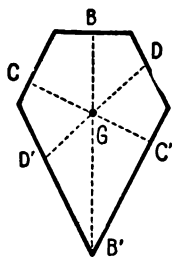


FIG. 27

Le centre de gravité G est au point de concours des prolongements BB' , CC' et DD' .

(Pour tracer ces prolongements, on s'aide d'un fil à plomb suspendu aussi en A , et de longueur supérieure à AB' .)

tration expérimentale ci-dessus donne du même coup la place de ce centre

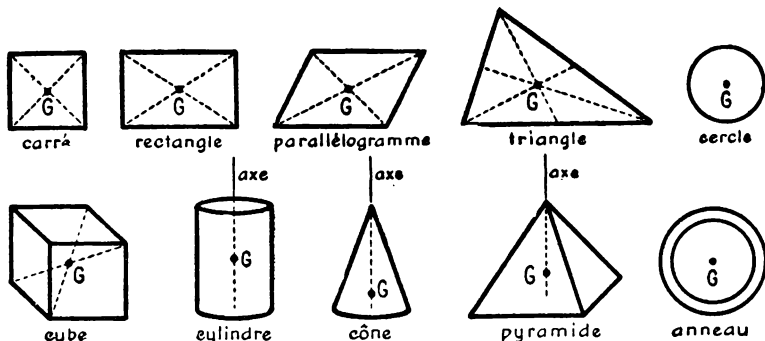


FIG. 28. — Corps homogènes de formes géométriques.

de gravité G , au point de concours des droites BB' , CC' et DD' tracées sur la plaque mince.

Cas d'une figure plane de forme simple. — Si cette plaque a été découpée en forme de carré, rectangle, triangle..., on retrouve les résultats

prévus par la géométrie : dans le triangle, le centre de gravité est au point de concours des *médianes*, et au point de concours des *diagonales* dans le carré, le rectangle et le parallélogramme (fig. 28; partie supérieure).

12. Autres exemples de détermination du centre de gravité.

La méthode des suspensions successives n'est commode que pour des solides minces, dont le centre de gravité est *situé très près de la surface*; d'autres méthodes sont parfois plus avantageuses : elles appliquent le fait qu'un corps posé sur un support horizontal demeure en équilibre tant que son centre de gravité est *soutenu* :

a) *Pour un corps allongé* comme une tringle, une barre, une règle, on cherche l'équilibre sur le doigt, par exemple, et l'on peut affirmer, quand

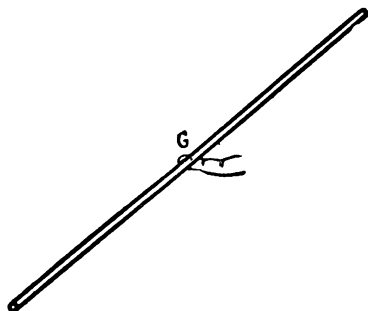


FIG. 29. — Recherche du centre de gravité d'une tringle par équilibre sur le doigt.

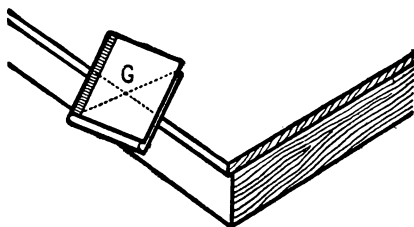


FIG. 30. — Recherche du centre de gravité d'un livre par basculement sur le bord de la table.

l'immobilité est réalisée, que le centre de gravité est dans la matière, juste au-dessus du point soutenu (fig. 29).

b) *Pour une boîte, un livre, un cahier*, on opère par basculement sur le bord de la table : en déplaçant doucement l'objet vers l'extérieur, on trouve la position limite pour laquelle le centre de gravité est à l'aplomb du bord; il reste à repérer le bord de la table par un trait sur l'objet et à recommencer pour une autre position : le centre de gravité cherché est à l'intérieur sur la verticale du point d'intersection des 2 droites ainsi tracées (fig. 30).

Remarquons enfin que :

1° *Si le solide est homogène et de forme géométrique*, on prévoit encore mathématiquement la place de son centre de gravité : il est par exemple confondu avec le *centre géométrique* dans le cas d'un cube ou d'une sphère, et situé sur l'*axe géométrique* s'il s'agit d'une pyramide, d'un cône, d'un cylindre,... (fig. 28; partie inférieure).

2° Si un corps comprend plusieurs parties, dont une plus lourde (canne à lourde pomme métallique par exemple), le centre de gravité

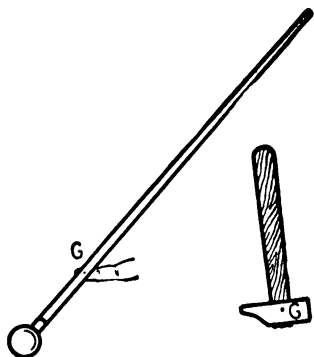


FIG. 31. — Centre de gravité de corps hétérogènes.

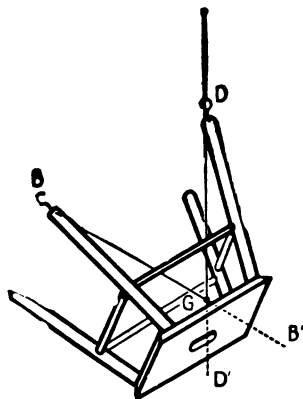


FIG. 32.

est toujours assez près de cette partie lourde, et parfois à l'intérieur (marteau, fig. 31).

3° Le centre de gravité d'un corps peut être situé à l'extérieur, hors de sa matière, comme dans un anneau, une sphère creuse ou encore un escabeau (fig. 32); il n'en a pas moins une position fixe, parfaitement déterminée par rapport aux différentes parties du corps considéré.

B — ÉQUILIBRE

Pour immobiliser un corps solide, on peut le suspendre, ou bien le poser sur un plan : cherchons à quelles conditions il demeure en *équilibre stable*, dans les cas simples où l'axe de suspension, ou bien le plan de repos, sont *horizontaux*.

On appelle *position d'équilibre stable* une position de repos que le corps reprend de lui-même quand il en est dérangé.

Remarquons que le centre de gravité d'un corps, étant constamment tiré vers le bas par le poids du corps, tend toujours à descendre; donc la *position d'équilibre stable* correspond nécessairement à la situation la plus basse possible du centre de gravité.

13. Équilibre stable d'un corps mobile autour d'un axe horizontal.

Considérons par exemple une règle plate suspendue à un clou horizontal (fig. 33) : il est clair que le centre de gravité G sera le plus bas possible quand la verticale de ce point G rencontrera l'axe O , au-dessus de lui; donc :

Un solide mobile autour d'un axe horizontal ⁽¹⁾ est en équilibre stable quand son centre de gravité est en dessous et à l'aplomb vertical de l'axe de suspension.

Si le centre de gravité est *au-dessus* de O , l'équilibre est *instable* (fig. 34-a);

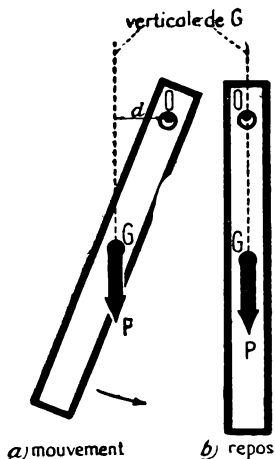


FIG. 33. — Équilibre stable d'un corps suspendu.

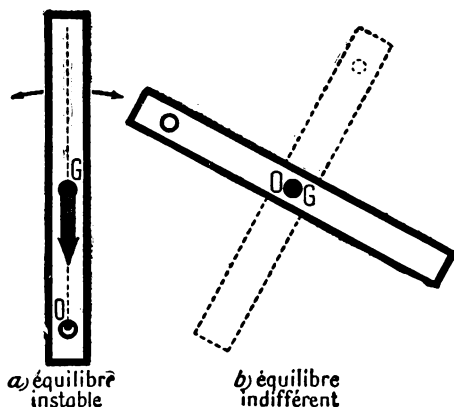


FIG. 34.

Si l'on place le centre de gravité *sur* l'axe, l'équilibre est *indifférent*, la règle demeurant au repos dans n'importe quelle position (fig. 34-b).

L'équilibre des roues bien faites est de ce genre, mais il suffit d'une légère *dissymétrie* pour que le centre de gravité ne soit plus exactement sur l'axe autour duquel tourne la roue; ainsi, la valve des roues à pneumatiques (bicyclettes, automobiles) déplace le centre de gravité de son côté et, quand la roue s'arrête d'elle-même, c'est toujours valve en bas.

14. Équilibre stable d'un corps solide posé sur un plan horizontal.

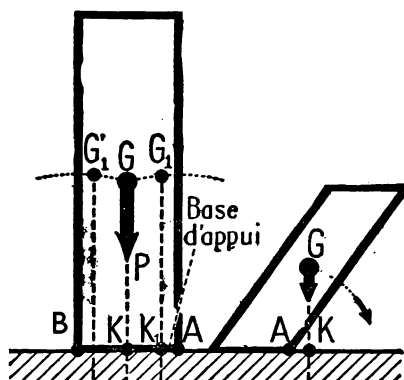
a) Condition de stabilité. — Sur la table horizontale, faisons reposer une brique par sa plus petite face; celle-ci est, pour cette position, la *base d'appui* (on dit encore *polygone de sustentation*) : nous constatons que la brique est en équilibre (fig. 35-a).

Faisons basculer la brique très légèrement : elle reprend d'elle-même sa position première : l'équilibre est donc *stable*.

(1) L'axe de suspension peut d'ailleurs se réduire à un point de suspension.

Ceci s'explique aisément : la verticale du centre de gravité G de la brique perce le plan horizontal en K , à l'intérieur de la base d'appui, donc entre les arêtes A et B ; supposons un petit basculement à droite ou à gauche :

le centre de gravité tourne en même temps que la brique autour de A ou de B et s'élève (en G_1 ou G'_1), mais le poids P le fait redescendre en G , qui est pour lui la situation la plus basse.



a) équilibre stable b) équilibre impossible

FIG. 35.

Au contraire, pour le solide de la figure 35-b la verticale du centre de gravité passe à l'extérieur de la base d'appui : il en résulte qu'une rotation vers la droite, autour de A , permet au centre de gravité de descendre.

Le poids va provoquer cette rotation et faire tomber le solide : **l'équilibre est impossible**; ainsi :

Pour qu'un corps solide posé sur un plan horizontal soit en équilibre, il faut et suffit que la verticale du centre de gravité passe à l'intérieur de la base d'appui.

b) Degré de stabilité de l'équilibre. — Plaçons la brique sur sa face

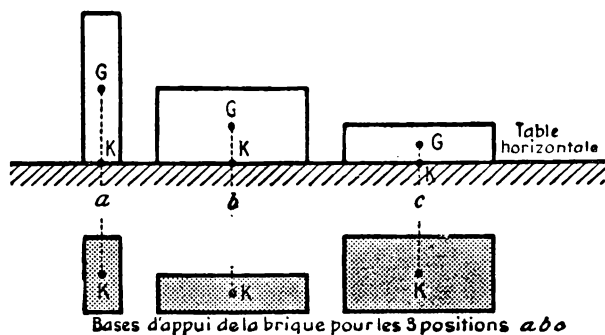


FIG. 36.

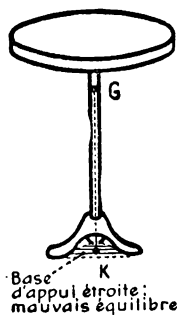


FIG. 37.

moyenne (position b , fig. 36) : le basculement permis est de plus grande amplitude parce que, le centre de gravité étant abaissé, il faut un dérangement plus important pour amener sa verticale à l'extérieur de la base d'appui.

Enfin, sur sa plus grande face, la brique a la position qu'elle prend d'elle-même quand les équilibres précédents sont rompus : or, non seulement le centre de gravité est encore abaissé, mais la base d'appui est, de plus, considérablement élargie; ainsi :

Pour un solide de poids donné, l'équilibre est d'autant

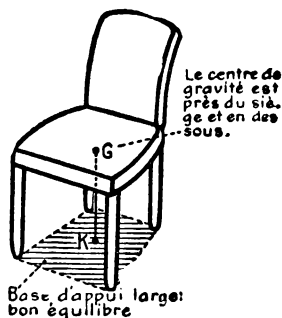


FIG. 38.

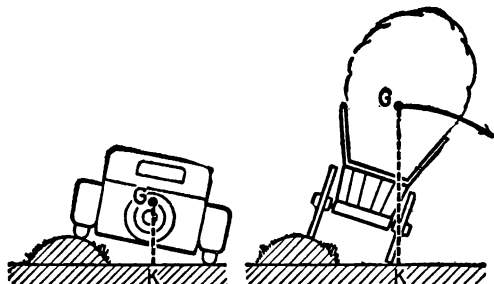


FIG. 39. — La stabilité d'un véhicule est augmentée en abaissant le centre de gravité et en donnant aux roues plus d'écartement.

plus stable que le centre de gravité est plus bas et que la base d'appui est plus large (fig. 37, 38 et 39).

15. Explication d'équilibres surprenants.

Reprenons l'expérience bien connue de l'équilibre du bouchon porté par une épingle et prenant appui sur le goulot d'une bouteille ou d'une carafe; en lestant le bouchon

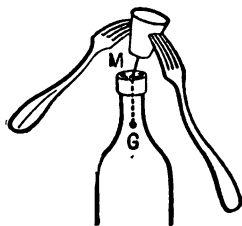


FIG. 40. — Le centre de gravité est en dessous du point d'appui : l'équilibre est stable.

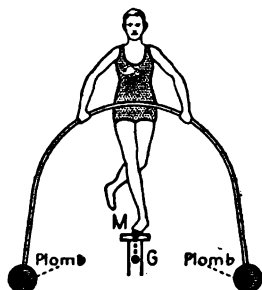


FIG. 41. — L'équilibriste dérangé de sa position d'équilibre y revient de lui-même.

de deux fourchettes (fig. 40), le centre de gravité est abaissé jusqu'à devenir en dessous du point d'appui et l'équilibre devient stable. L'explication de l'équilibriste (fig. 41) est exactement la même.

Prenons maintenant une demi-bille de plomb et collons-la à un bouchon (fig. 42). Si nous posons l'ensemble sur la table dans la position qui nous semble correspondre à

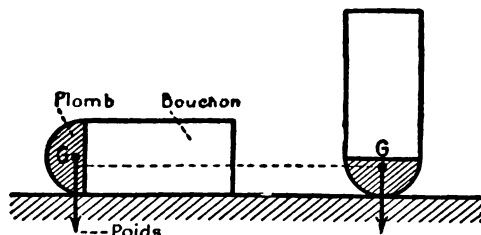


FIG. 42. — Le poids fait descendre le centre de gravité en relevant le bouchon.

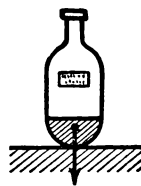


FIG. 43.

l'équilibre le plus stable, nous voyons le bouchon se redresser; c'est qu'en réalité le mouvement entraîne un abaissement du centre de gravité, situé dans le plomb, et c'est au poids qu'il est dû; nous croyons que l'appareil se soulève contrairement à la loi générale, alors qu'au contraire son centre de gravité descend.



FIG. 44.

Nous comprenons maintenant pourquoi certains jouets (*bouteilles inversables*, fig. 43), certaines figurines (*pooussah*, fig. 44) se relèvent d'eux-mêmes quand on les couche.

RÉSUMÉ

A. Le centre de gravité d'un corps rigide est un point fixe, toujours situé sur la verticale du point auquel on suspend le corps; il suffit donc de deux suspensions successives pour trouver expérimentalement la position du centre de gravité d'un corps mince.

Pour un corps homogène ayant un centre ou un axe de symétrie, le centre de gravité est au centre ou sur l'axe.

Un corps hétérogène a son centre de gravité à proximité de sa partie la plus lourde; le centre de gravité d'un corps peut d'ailleurs être situé hors de sa matière.

B. Un corps est en équilibre stable s'il s'est immobilisé dans une position qu'il reprend de lui-même quand on l'en dérange; cette position correspond à la situation la plus basse possible du centre de gravité.

Un corps suspendu à un axe horizontal est en équilibre stable quand son centre de gravité est en dessous et à l'aplomb vertical de cet axe.

Un corps posé sur un plan horizontal est en équilibre, si la verticale de son centre de gravité perce le plan à l'intérieur du polygone de sustentation; cet équilibre est d'autant plus stable que le centre de gravité est plus bas et que le polygone de sustentation est plus large.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Comment prouve-t-on expérimentalement que le centre de gravité d'un corps rigide, mince, est un point fixe?

— Où se trouve le centre de gravité d'un solide homogène de forme géométrique? Exemples?

— Comment se déplace le centre de gravité d'un verre quand on y met un liquide par portions successives?

— Comment pourrait-on trouver la position du centre de gravité d'une équerre de dessinateur? D'un porte-plume? D'une boule de mastic?

— Quand peut-on dire qu'un corps est en *équilibre stable*? Quelle est alors la situation de son centre de gravité?

— A quelle condition un corps suspendu à un point ou un axe horizontal est-il en *équilibre stable*?

— Quelle est la *base d'appui* d'un homme au garde-à-vous sur un sol horizontal? Quel nom donne-t-on encore à cette base d'appui? Quelle est la base d'appui d'une table?

— A quelle condition un solide posé sur un plan horizontal est-il en *équilibre*?

— Pourquoi est-il plus difficile à un chien qu'à un ours de se tenir debout?

— Comment doit-on se tenir pour porter une charge sur le dos? Pourquoi?

— Comment se tient-on en descendant une pente raide? Pourquoi?

— Comment doit-on charger une voiture pour obtenir la plus grande stabilité?

— Expliquer les équilibres représentés par les figures 40, 41, 42 et 43.

— Si l'on se place le long d'un mur, l'épaule et le pied droits, par exemple, touchant le mur, peut-on lever la jambe gauche? Pourquoi?

1. Quels angles font les faces d'un cube avec la table horizontale, quand il est dans la position limite où il hésite à retomber à droite ou à gauche? — Précisez cette position par le dessin.

2. On a fait un trou dans une bille de billard, au voisinage de sa surface, et on l'a bouché avec du plomb (plus dense que l'ivoire); on met la bille à l'extrémité d'une gouttière faiblement inclinée, la bille gravite la pente d'elle-même; expliquez. Où était le centre de gravité au départ? Précisez son trajet par le dessin.

3. Un prisme oblique a deux bases rectangulaires mesurant 2 cm sur 4 cm; l'une d'elles est posée sur un plan horizontal; les arêtes sont inclinées à 45° sur ce plan. Quelle doit être au maximum la hauteur de ce solide géométrique, supposé homogène, pour qu'il demeure en *équilibre*?

4. On place sur un plateau horizontal une bouteille pleine et bouchée, puis on incline le plateau; on constate que la bouteille se renverse quand le plateau a une inclinaison de 30° par rapport à une horizontale : en déduire la position du centre de gravité de la bouteille sachant que sa base d'appui est un cercle de 8 cm de diamètre.

QUATRIÈME CHAPITRE

MESURE DU POIDS D'UN CORPS A L'AIDE DE LA BALANCE

16. Principe de la balance à bras de fléau égaux.

La partie principale d'une balance ordinaire est son **fléau** : *barre métallique, très rigide, mobile autour d'un axe horizontal* (fig. 45).

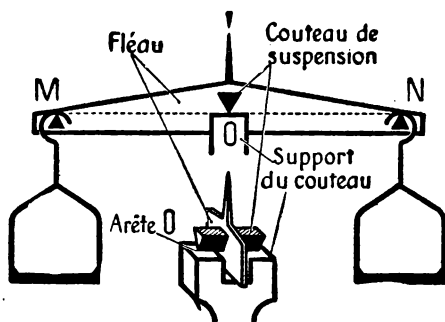


FIG. 45. — Parties principales d'une balance à bras de fléau égaux.

Dans sa région centrale le fléau est traversé par un couteau, qui est une sorte de prisme triangulaire, souvent en acier dur, reposant sur un support horizontal également très dur.

C'est l'*arête tranchante O* de ce couteau, au contact avec le support, qui constitue l'axe horizontal autour duquel le fléau peut osciller; ce fléau s'immobilise en position d'équilibre stable quand son centre de gravité *G* est en dessous et à

l'aplomb vertical de cet axe de suspension *O* (fig. 46).

Deux couteaux latéraux traversent le fléau près de ses extrémités : leurs arêtes *M* et *N* forment avec l'arête *O* trois droites *parallèles*, située *dans le même plan*; elles sont tournées vers le haut et constituent les axes de suspension des deux **plateaux** de la balance.

Les distances *OM* et *ON* de l'axe de rotation du fléau aux axes de suspension des plateaux sont les **bras de fléau**; ils sont ici **égaux** par construction ($OM = ON$).

A cause de cette égalité des bras de fléau, l'équilibre du fléau n'est pas modifié quand on accroche les plateaux, pourvu qu'ils aient même poids; cette

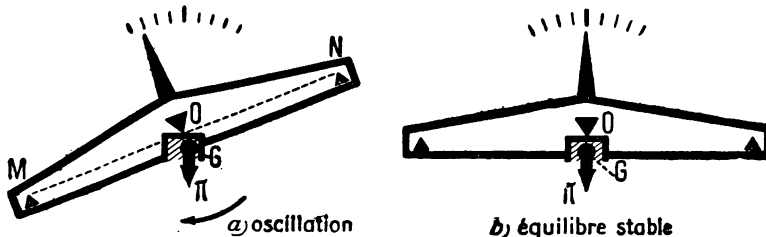


FIG. 46. — Équilibre d'un fléau de balance.

position d'équilibre peut être repérée grâce à une *aiguille indicatrice* portée par le fléau.

Dans la balance de **Roberval** (fig. 47), dont les plateaux sont disposés *au-dessus* du fléau pour faciliter les pesées, on retrouve le fléau et les 3 cou-

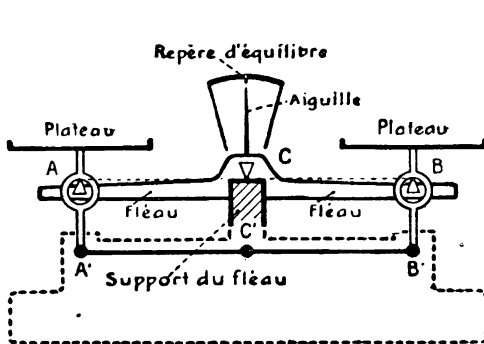


FIG. 47.

Parties principales d'une balance de Roberval.

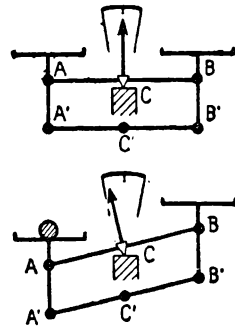


FIG. 48. — Les tiges qui supportent les plateaux restent verticales.

teaux *A, C, B*, mais, en plus, un *contre-fléau* (*A', C', B'*) qui forme avec le fléau et les tiges des plateaux un *parallélogramme déformable* : ainsi, ces tiges (*AA'* et *BB'*) sont toujours verticales, et les plateaux toujours horizontaux (fig. 48).

17. Simple pesée.

Soit un corps dont on veut déterminer le poids *X* : on le place sur l'un des plateaux, ce qui rompt l'équilibre du fléau en sa faveur (fig. 49);

Pour rétablir cet équilibre on place des *poids marqués* dans l'autre plateau jusqu'à ce que l'aiguille soit revenue en face du repère d'équilibre.

On réduit les tâtonnements au minimum en essayant les poids marqués dans l'ordre décroissant suivant lequel ils sont placés dans la boîte de poids : si le poids essayé est trop fort, on le remplace par le poids immédiatement inférieur ; s'il est trop faible, on le laisse et on essaie le poids égal ou immédiatement inférieur, et ainsi de suite.

Quand l'équilibre est obtenu, il suffit de faire la somme P des poids marqués restés dans le plateau : elle mesure le poids X cherché ($X = P$).

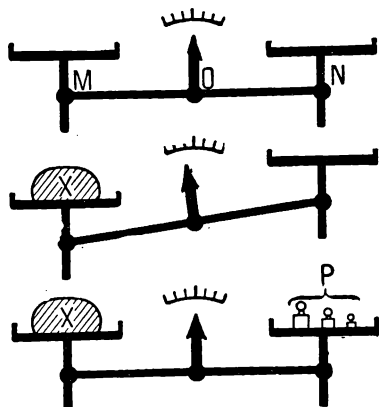


FIG. 49. — Simple pesée : $X = P$.

18. Justesse d'une balance.

Affirmer que les poids X et P , qui se font ainsi équilibrer de part et d'autre de O , sont égaux, c'est supposer que la balance est juste.

Il revient au même de dire qu'une balance est juste si son fléau a la même position d'équilibre quand les plateaux sont vides ou quand ils sont chargés de poids égaux.

On montre en Mécanique que cela exige l'égalité des deux bras de fléau ($OM = ON$).

Si cette condition est satisfaite, les poids X et P qui s'équilibrent sont égaux, et l'on peut les remplacer l'un par l'autre sans détruire l'équilibre ;

Par contre, si elle ne l'est pas (balance fausse), les poids X et P sont inégaux et l'équilibre ne subsiste pas quand on les intervertit.

Ceci montre que l'on peut contrôler facilement la justesse d'une balance en vérifiant que l'équilibre du fléau ne change pas quand on permute les charges X et P des plateaux (fig. 50).

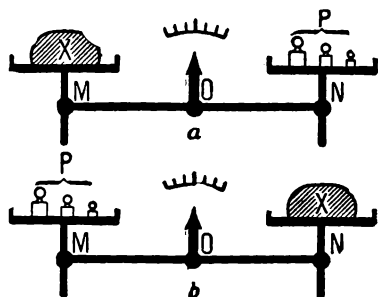


FIG. 50. — Contrôle de la justesse.

19. Emploi d'une balance fausse ; double pesée par remplacement.

Les constructeurs de balances ordinaires s'appliquent à réaliser à très peu près l'égalité des bras de fléau pour que ces balances soient pratiquement justes et puissent servir à la détermination des poids par simples pesées.

Mais quand une balance s'est faussée, accidentellement ou à l'usage.

on peut néanmoins l'utiliser à condition de procéder par *double pesée* (fig. 51) :

1° Le corps de poids X étant placé dans l'un des plateaux, on met dans l'autre un poids marqué, de préférence le plus faible parmi ceux qui l'emportent sur X ; ce poids constitue la *tare*, à laquelle on ne doit plus toucher.

Puis on rétablit l'équilibre en ajoutant méthodiquement à X des poids marqués P_1 .

2° Le plateau qui contenait X étant vidé on rétablit une deuxième fois l'équilibre avec uniquement des poids marqués P_2 :

Puisque l'ensemble P_2 produit, au bout du même bras de fléau ON , le même effet que l'ensemble $P_1 + X$, on peut écrire :

$$X + P_1 = P_2; \text{ d'où : } \boxed{X = P_2 - P_1}$$

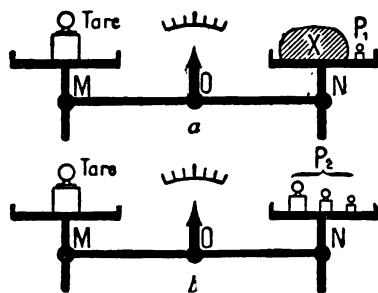


FIG. 51.

Double pesée de Borda : $X = P_2 - P_1$.

La tare n'intervenant pas dans ce calcul, il n'importe pas que son bras de fléau OM soit ou non égal à ON : la double pesée permet donc de peser juste avec une balance fautive.

20. Fidélité d'une balance.

a) Définition et contrôle de la fidélité. — Une balance est fidèle si l'équilibre est toujours le même quand on remet les mêmes poids dans les mêmes plateaux quelle que soit la position de ces poids dans les plateaux (fig. 52).

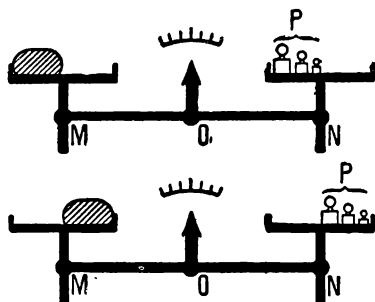


FIG. 52. — Contrôle de la fidélité.

Supposons que le poids X agisse toujours à gauche : si la somme P des poids placés à droite pour rétablir l'équilibre n'est plus la même quand on recommence la pesée, si elle dépend de la place occupée par X ou les poids P dans leurs plateaux, il est impossible de savoir la vraie valeur de X ; donc :

Aucune pesée n'est possible, avec une balance infidèle; il faut la mettre au rebut.

C'est dire que, pour une balance comme pour tout autre instrument de mesure, la fidélité est la qualité essentielle : les agents des Poids et Mesures sont d'ailleurs chargés de contrôler à la fois la justesse et la fidélité des balances utilisées par les commerçants.

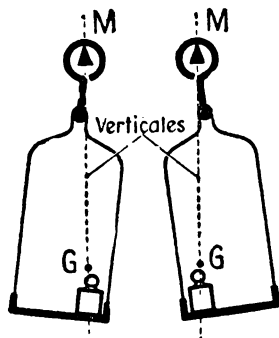


FIG. 53. — Si le plateau tourne facilement autour de l'arête de suspension, sa charge agit toujours en un point M de cette arête.

b) **Conditions de fidélité.** — Pour que les poids mis dans les plateaux gardent même action sur le fléau quand on recommence la pesée, il faut que les bras du fléau OM et ON aux bouts desquels ils agissent demeurent constants; ceci exige :

1° Une grande mobilité des plateaux autour de leurs axes de suspension (fig. 53);

2° Des arêtes de couteaux bien fines et parallèles de façon que le glissement MM' ou NN' (fig. 54) des crochets de suspension des plateaux ne fasse pas varier la longueur des deux bras de fléau.

3° Un fléau très rigide, pour que la longueur de ses deux bras ne varie pas par suite de déformations provoquées par les charges; il ne faut d'ailleurs jamais dépasser la limite de charge indiquée par le constructeur et qui est en général inscrite sur le socle de la balance.

A leur mise en vente les balances de bonne qualité sont fidèles.

Néanmoins, dans une *Roberval*, surtout si elle a déjà beaucoup servi, les arêtes sont émoussées et les articulations présentent un certain « jeu », si bien que le déplacement de la charge d'un plateau fait un peu varier l'extré-

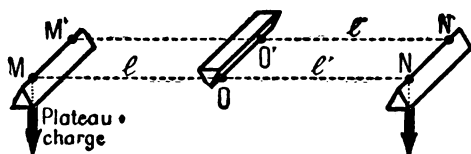


FIG. 54. — Si les arêtes des couteaux sont fines et parallèles, les bras de fléau l et l' ne changent pas quand les points de suspension des plateaux se déplacent de M en M' ou de N en N' .

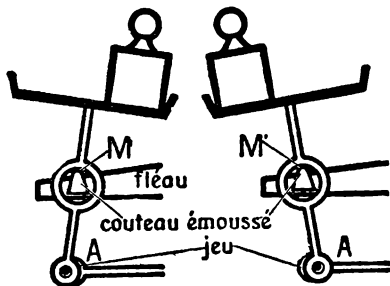


FIG. 55. — Défaut de fidélité dans une balance Roberval.

mité (M ou M') de son bras de fléau (fig. 55); il convient donc de toujours bien centrer la charge afin que la tige du plateau demeure verticale.

21. Sensibilité d'une balance; précision d'une pesée.

a) **Définition pratique :** Soit un poids X à peser, équilibré par des

poids marqués (fig. 49); ajoutons des poids divisionnaires en commençant par le plus petit : l'aiguille ne tourne pas tout de suite, au moins sensiblement.

Supposons qu'il faille ajouter 5 centigrammes pour obtenir une rotation visible (par exemple, une division) : nous dirons que notre balance est sensible au demi-décigramme.

La sensibilité d'une balance s'exprime par le plus petit poids marqué qu'il faut ajouter à la charge d'un des plateaux pour provoquer un déplacement visible de l'aiguille indicatrice.

La balance est d'autant plus sensible que la valeur de la surcharge est plus petite; si nous recommençons avec des plateaux de plus en plus chargés nous constatons, en général, que la sensibilité diminue à mesure que la charge augmente.

b) **Conditions de sensibilité.** — La surcharge qui amorcera une petite rotation du fléau sera d'autant plus petite que la mobilité de ce fléau autour de son axe sera plus grande, donc que l'arête du couteau central qui constitue cet axe sera plus fine.

Par ailleurs, on montre en Mécanique que la balance est d'autant plus sensible que le fléau est plus léger et que son centre de gravité est plus près de l'axe O de rotation.

c) **La précision d'une pesée dépend de la sensibilité de la balance.**

Supposons par exemple qu'à l'aide d'une balance sensible au demi-décigramme (ou 5 centigrammes) la pesée d'un poids X ait donné :

$$X = 502,15 \text{ g.}$$

Si nous ajoutons ou retranchions moins de 5 cg, l'équilibre subsisterait : donc, nous ne pouvons affirmer que 502,15 g est la valeur exacte de X ; ce n'en est que la valeur approchée.

Il revient au même de dire que le résultat de la pesée comporte très probablement une **erreur**, mais que cette erreur est ici inférieure ou au plus égale à 5 centigrammes; on résume cette discussion en disant que le poids X est déterminé à 5 cg près.

Pour caractériser la **précision** d'une telle mesure, on fait le quotient de l'erreur maximum par le résultat de la mesure, ce qui donne, dans le présent cas :

$$\frac{0,05 \text{ g}}{502,15 \text{ g}} \approx \frac{5}{50.000} = 0,0001 \text{ (un dix-millième).}$$

Et l'on dit que la **précision de cette pesée est du dix-millième.**

Il est facile de se rendre compte que la précision d'une pesée est d'autant meilleure (c'est-à-dire exprimée par une fraction plus petite) que la balance employée est plus sensible.

22. Comparaison des qualités des diverses balances à bras de fléau égaux.

a) **Roberval.** — Le constructeur d'une balance Roberval cherche avant

tout la robustesse : le fléau est compact et plutôt lourd, le couteau central n'est que grossièrement travaillé et les articulations multiples (A, B, A', B' , fig. 47) introduisent des frottements.

C'est dire qu'une *Roberval* ne saurait être très sensible : la sensibilité est, en effet, souvent de l'ordre de 1 dg pour une charge de 1 kg, d'où une *précision* des pesées limitée à :

$$\frac{0,1}{1.000} = 0,0001 \text{ (un dix-millième).}$$

C'est très suffisant dans les transactions commerciales, puisque la loi française n'exige que la précision du *millième*.

b) *Trébuchets*. — Dans ces balances à plateaux suspendus (fig. 56) dont se servent les employés des postes, buralistes, bijoutiers, pharmaciens,

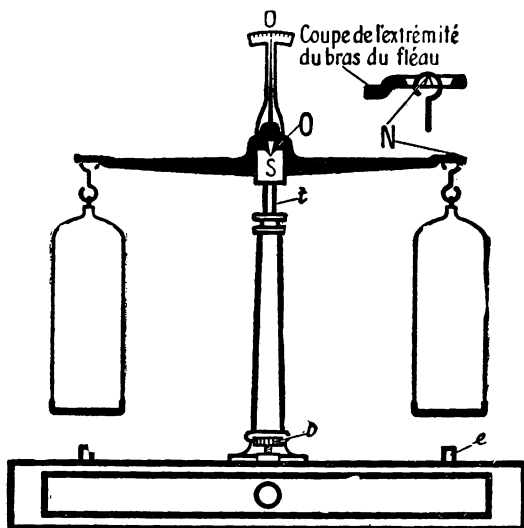


FIG. 56. — Trébuchet.

Au repos, les plateaux sont au contact des ergots e ; en manœuvrant le bouton b , la tige t soulève le support de fléau s , les plateaux quittent leurs ergots et le fléau peut osciller.

chimistes..., les conditions de sensibilité et de fidélité sont mieux satisfaites ; les meilleurs trébuchets peuvent être sensibles au milligramme pour une charge de 100 grammes.

C'est dire que la *précision* des pesées atteint ici :

$$\frac{0,001}{100} = 0,00001 \text{ (un cent-millième)}$$

c) **Balances de précision.** — On a construit, pour des laboratoires spécialisés dans les mesures de haute précision, des balances sensibles au 1/100 mg pour une charge de 1 kg, donc, conduisant à une précision de :

$$\frac{0,00001}{1\ 000} = 0,000\ 000\ 01 \text{ (un cent-millionième).}$$

C'est là une précision excellente, très rarement atteinte dans les mesures physiques.

Dans la construction de telles balances, qui réclame toute la science d'artisans très habiles, les conditions de fidélité et de sensibilité sont presque parfaite-

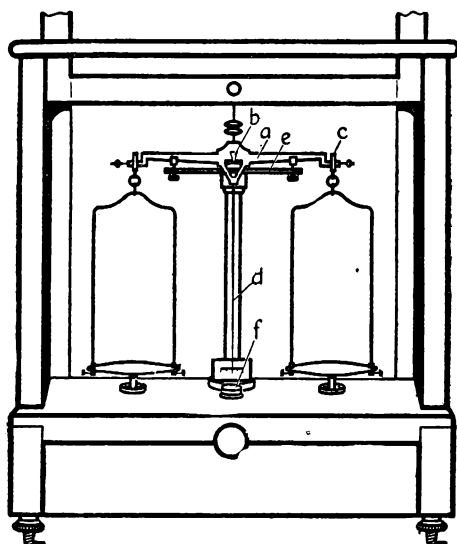


FIG. 57. — Balance précise pour analyses.

a, fléau court, léger et bien rigide; b, couteau central en agate, reposant sur un plan d'agate; c, étrier de suspension du plateau, reposant sur l'arête vive du couteau latéral; d, longue aiguille indicatrice repérant et amplifiant les déplacements du fléau; e, fourchette commandée par le bouton f, et qui maintient soulevé le couteau central au-dessus de son support tant que la balance n'est pas en service.

ment réalisées : en particulier, le fléau est évidé pour être léger quoique rigide, le couteau central est en substance très dure, et son arête, aussi bien travaillée que possible, ne repose sur son support qu'au moment de la pesée.

On trouve plus couramment, dans les laboratoires bien outillés, des balances plus petites (fig. 57) sensibles au dixième de milligramme pour une charge de 200 g.

d) **Balance automatique.** — Cette balance remplace de plus en plus la Roberval chez la plupart des commerçants; la figure 58-*b* montre qu'elle possède les organes d'une Roberval, combinée avec un peson à contrepoids.

Quand un corps de poids *X* abaisse le plateau de droite, le bras de fléau de ce plateau

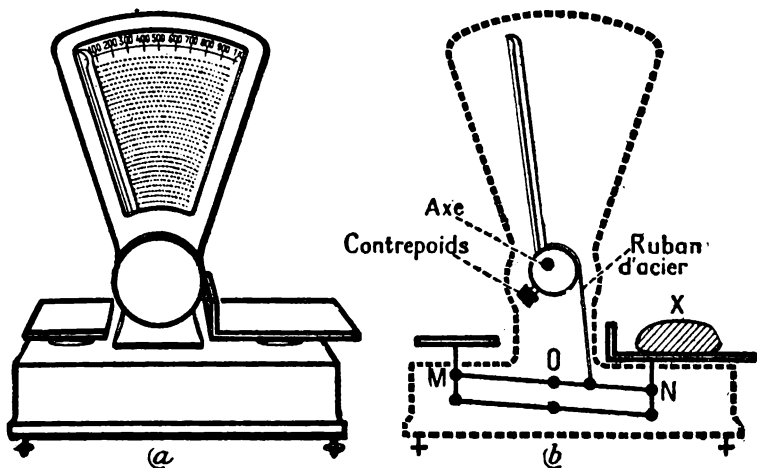


FIG. 58. — Balance automatique des commerçants.

est tiré vers le haut par un ruban d'acier, enroulé sur un petit cylindre à contrepoids; l'ensemble tourne, puis s'immobilise après une rotation d'autant plus grande que le poids *X* est plus important.

La pesée de *X* se ramène à la lecture de la division d'une graduation en poids devant laquelle s'arrête une longue aiguille fixée au cylindre.

RÉSUMÉ

La partie principale d'une balance est un fléau, mobile autour de l'arête de son couteau central; deux plateaux agissent sur les arêtes des couteaux latéraux, équidistants du couteau central.

La simple pesée exige que la balance soit juste, c'est-à-dire que l'équilibre du fléau soit le même à vide ou quand des poids égaux sont dans les plateaux; la condition de justesse est l'égalité des deux bras de fléau.

La balance n'est utilisable que si elle est fidèle, c'est-à-dire donne toujours le même résultat, quelle que soit la place des charges dans les plateaux; pour être fidèle, une balance doit avoir des plateaux bien mobiles, des couteaux à arêtes fines et parallèles et un fléau rigide.

La sensibilité d'une balance s'exprime par la plus petite surcharge qu'il faut ajouter à l'un des plateaux pour provoquer un déplacement visible de l'aiguille indicatrice; la sensibilité est d'autant meilleure que l'arête

du couteau central est plus fine, le fléau plus léger et le centre de gravité de ce fléau plus proche de l'axe de rotation.

La *précision d'une pesée*, qui s'exprime par le rapport de l'erreur maximum (égale à l'expression de la sensibilité) au résultat de la pesée, est d'autant meilleure que la balance est plus sensible.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Quels sont les organes principaux d'une balance à bras de fléau égaux?
- Comment procède-t-on dans une *simple pesée*?
- Qu'entend-on par balance *juste*? Quelle est la condition de justesse?
- Comment peut-on vérifier la justesse d'une balance?
- Décrivez la double pesée de Borda; quand doit-on l'utiliser?
- Qu'entend-on par balance *fidèle*? Comment fait-on l'essai de fidélité?
- Quelles sont les conditions de fidélité d'une balance?
- Définir pratiquement la *sensibilité* d'une balance.
- Montrer que la précision d'une pesée dépend de la sensibilité de la balance.
- Quelles sont les conditions de la sensibilité?
- Caractériser une Roberval; un trébuchet; une balance de précision.
- Comparer une balance automatique de commerçant à une balance Roberval.

1. En opérant avec une balance juste et fidèle, quels seraient les poids marqués utilisés dans une pesée dont le résultat serait 188,7 g?

La balance étant sensible au décigramme, que sait-on du poids exact du corps pesé? Quelle est l'erreur possible? Calculez la précision de la pesée.

2. Un fil d'aluminium de 20 cm pèse 1 g : dites comment il faut le découper pour obtenir les poids suivants :

1	poids de 5	décigrammes
1	— de 2	—
2	— de 1	—
1	— de 5	centigrammes
2	— de 2	—
1	— de 1	—

3. On veut obtenir un mélange contenant 5 g d'un corps A, 30 g d'un corps B et 60 g d'un corps C; comment procéder avec une balance fausse, un poids de 100 g et tous les poids d'une boîte ordinaire inférieurs à 100 g?

4. A l'aide d'une balance Roberval non juste, on veut peser 10 corps dont le plus lourd ne dépasse pas 200 grammes. Quelle méthode faut-il employer pour avoir le poids exact de chaque corps avec le plus petit nombre possible d'opérations? Avec la même balance, on voudrait placer dans un récipient A, 200 g de mercure en réduisant le plus possible le nombre des pesées. Expliquer la manière d'opérer.

(B. E., Académie de Bordeaux.)

5. On pèse un corps avec un trébuchet muni d'une longue aiguille tournée vers le haut et se déplaçant devant un cadran gradué; le corps étant à gauche, un poids de 18,6 g placé à droite amène l'aiguille à 2 divisions à gauche du zéro et un poids de 18,7 g la met à 8 divisions à droite de ce zéro.

1° Quelle surcharge devrait-on mettre dans le plateau de droite contenant 18,6 g pour amener l'aiguille au zéro?

2° Quelle est la valeur approchée du poids du corps, si l'on admet que la balance est juste et fidèle?

3° Admettant que l'on puisse apprécier un déplacement de l'aiguille correspondant à $\frac{1}{2}$ division, exprimer la sensibilité de la balance et la précision de la pesée.

4° Dédurre de cet exemple le moyen de remplacer, au cours d'une pesée, l'emploi de poids divisionnaires par l'observation des déplacements de l'aiguille devant sa graduation (balances *semi-automatiques*).

CINQUIÈME CHAPITRE

MESURE DU POIDS SPÉCIFIQUE DES SOLIDES ET DES LIQUIDES

23. Définition du poids spécifique; unités.

Pour que la comparaison des poids de deux ou plusieurs corps (solides ou liquides) ait une signification, il faut considérer des *volumes égaux* de ces corps; il est commode de faire porter la comparaison sur les poids d'une *unité de volume* de chacun des corps considérés : on donne à ces poids le nom de *poids spécifiques*; ainsi :

Le poids spécifique d'un corps est le poids d'une unité de volume de ce corps.

Par exemple si un échantillon de métal a un volume de 10 cm^3 et pèse 80 grammes, le *poids spécifique* de ce métal est :

$$\frac{80}{10} = 8 \text{ grammes par centimètre cube (g/cm}^3\text{)}.$$

Cet exemple montre que :

1° L'on obtient le *poids spécifique* d'un corps en divisant son poids P par son volume V :

$$\varpi^{(1)} = \frac{P}{V}$$

(1) La lettre ϖ que l'on emploie habituellement pour désigner le *poids spécifique* est la lettre *pi* de l'alphabet grec moderne.

2° Les unités de poids spécifique dérivent des unités de poids et de volume.

Il est commode de choisir des unités entre lesquelles l'eau établit une correspondance (§ 7) :

Poids	Volume	Poids spécifique
gramme (g) kilogramme (kg) tonne (t)	centimètre cube (cm ³) décimètre cube (dm ³) mètre cube (m ³)	gramme par cm ³ (g/cm ³) kilogramme par dm ³ (kg/dm ³) tonne par m ³ (t/m ³)

Avec des unités correspondantes, le poids spécifique s'exprime toujours par le même nombre; par exemple, le métal précédant a pour poids spécifique :

8 g/cm³; ou 8 kg/dm³; ou 8 t/m³.

24. Densité relative par rapport à l'eau.

On peut aussi se rendre compte de l'intensité plus ou moins grande du poids d'un corps en comparant ce poids à ce qu'il serait si le corps était de l'eau; le rapport de ces deux poids est la *densité relative du corps par rapport à l'eau*; donc :

La densité relative d'un solide ou d'un liquide est le rapport de son poids au poids d'un égal volume d'eau.

Par exemple, 1 cm³ du métal envisagé plus haut pèse 8 grammes;

1 cm³ d'eau pèse 1 gramme; la *densité relative* du métal est :

$$d = \frac{8}{1} = 8.$$

Cet exemple montre que la *densité* et le *poids spécifique* (en unités correspondantes) s'expriment par le même nombre.

Il y a toutefois une différence entre ces deux expressions :

Le poids spécifique est un nombre *concret*, c'est-à-dire *suivi du nom de l'unité de poids spécifique* :

$$\varpi = 8 \text{ grammes par centimètre cube.}$$

Alors que la densité relative est un nombre *abstrait*, indépendant des unités :

$d = 8$ (ce qui veut dire qu'à volume égal, le corps pèse 8 fois plus que l'eau, ou encore que son poids spécifique vaut 8 fois celui de l'eau).

25. Mesure rapide mais peu précise d'un poids spécifique.

1° On pèse le corps pour obtenir son poids P ;

2° On détermine son volume V :

— Soit *par le calcul*, si le corps a une forme géométrique (cube, parallélépipède, cylindre, etc...)

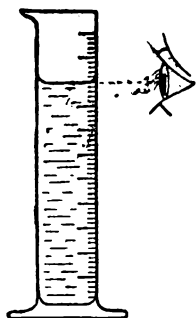


FIG. 59. — *Mesure du volume d'un liquide au moyen d'une éprouvette graduée.*

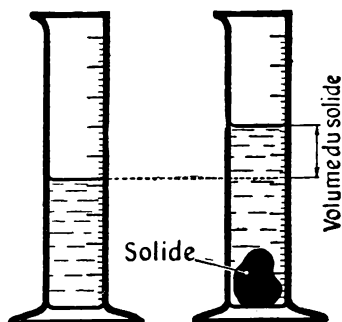


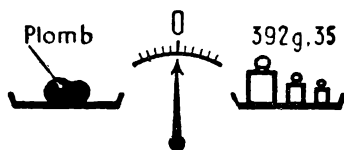
FIG. 60. — *Cas d'un solide. Le volume du solide est égal au volume d'eau qu'il déplace.*

— Soit au moyen d'une *éprouvette graduée* si le corps est quelconque, (fig. 59 et 60);

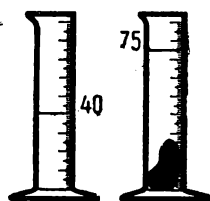
3° On divise le poids P par le volume V :

Exemple. — Supposons que l'on ait affaire à un échantillon de *plomb* :

La balance ordinaire donne le poids : $P = 392,35$ grammes (fig. 61 et 62);



Mesure de P



Mesure de V

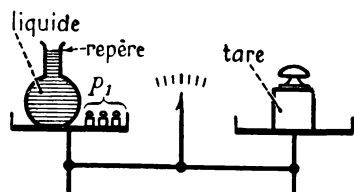
FIG. 61. 62. — *Exemple de détermination rapide d'un poids spécifique.*

L'éprouvette graduée donne le volume : $V = 75 - 40 = 35 \text{ cm}^3$.

D'où, pour le poids spécifique cherché :

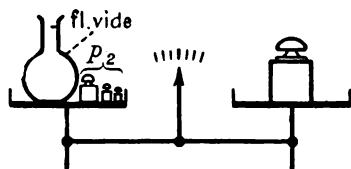
$$\sigma = \frac{P}{V} = \frac{392,35}{35} \approx 11,2 \text{ g/cm}^3.$$

Cette méthode simple ne peut donner qu'un résultat approximatif, ou, comme l'on dit, un *ordre de grandeur* du poids spécifique :



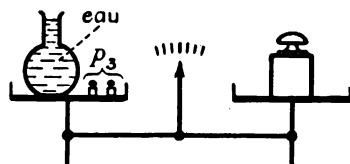
1^{er} équilibre. — Le liquide étudié remplit le flacon jusqu'au repère tracé sous le col; la tare est un peu plus lourde que le flacon plein; l'équilibre est rétabli avec des poids marqués p_1 :

Par exemple : $p_1 = 40,35$ g.



2^e équilibre. — Le flacon a été vidé, rincé et séché; pour rétablir l'équilibre, il faut maintenant des poids marqués p_2 . La différence $p_2 - p_1$ représente le poids du liquide obtenu par double pesée; par exemple :

$p_2 - p_1 = 79,95 - 40,35 = 39,60$ g.



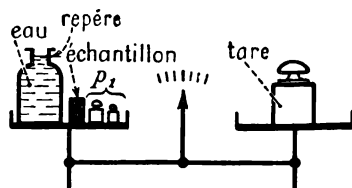
3^e équilibre. — Le flacon a été rempli d'eau pure et froide jusqu'au repère; s'il faut p_3 pour rétablir l'équilibre, la différence $p_3 - p_1$ représente le poids d'un volume d'eau égal au volume du liquide. Par exemple :

$p_3 - p_1 = 79,95 - 29,85 = 50,10$ g;

D'où $d = \frac{39,60}{50,10} = 0,790$.

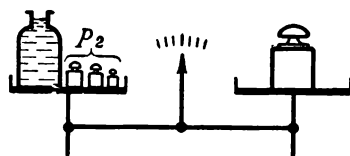
FIG. 63.

Méthode du flacon pour un liquide.



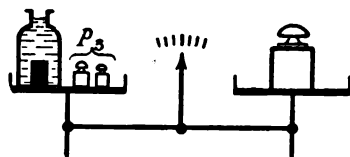
1^{er} équilibre. — L'échantillon du solide étudié est placé près d'un flacon assez large, rempli d'eau pure et froide jusqu'au repère; la tare est choisie comme ci-contre, et l'équilibre est rétabli avec des poids marqués p_1 :

Par exemple : $p_1 = 9,05$ g.



2^e équilibre. — L'échantillon est enlevé; s'il faut des poids p_2 pour rétablir l'équilibre, la différence $p_2 - p_1$ représente le poids de cet échantillon, obtenu par double pesée; par exemple, si $p_1 = 30,45$ g, on a :

$p_2 - p_1 = 30,45 - 9,05 = 21,40$ g.



3^e équilibre. — L'échantillon a été placé dans le flacon, partiellement vidé, puis rempli d'eau à nouveau jusqu'au repère; l'équilibre est rétabli avec les poids p_3 . La différence $p_3 - p_1$ représente le poids d'un volume d'eau égal au volume de l'échantillon. Par exemple :

$p_3 - p_1 = 12,10 - 9,05 = 3,05$ g

D'où : $d = \frac{21,40}{3,05} = 7,02$.

FIG. 64.

Méthode du flacon pour un solide.

En effet, la détermination du volume V , même à l'aide d'une éprouvette convenablement graduée, comporte toujours une erreur notable par suite de la difficulté d'apprécier correctement les niveaux du liquide dans l'éprouvette.

26. Mesure précise par la méthode du flacon à densité.

On évite l'emploi d'une éprouvette graduée en ramenant toutes les mesures à des pesées : à cette fin :

On détermine par *double pesée* :

1° Le poids P d'un échantillon du corps proposé;

2° Le poids P' d'un volume d'eau égal au volume de cet échantillon;

Il suffit alors de faire le rapport de ces deux poids pour avoir la *densité relative* du corps :

$$d = \frac{P}{P'}$$

On a du même coup le poids spécifique ϖ (en g/cm³, ou kg/dm³, ...) puisque ϖ et d sont deux nombres égaux.

En opérant méthodiquement, comme l'indiquent les figures 63 (pour un liquide) et 64 (pour un solide), on ramène les deux double pesées à 3 équilibres successifs de la balance.

Remarque. — Dans les mesures très précises de densités, on emploie des *flacons spéciaux* dont la forme est étudiée de façon à réduire l'incertitude des remplissages (fig. 65 et 66).

27. Résultats.

Voici les *poids spécifiques* de quelques substances courantes :

Pour certaines d'entre elles, mal définies chimiquement, le poids spécifique est trop variable d'un échantillon à l'autre pour que l'on cherche autre chose qu'un *ordre de grandeur*.

Remarquons que chacune de ces substances est supposée *homogène*; par ailleurs, nous verrons que le poids spécifique d'un corps varie un peu avec sa *température*.

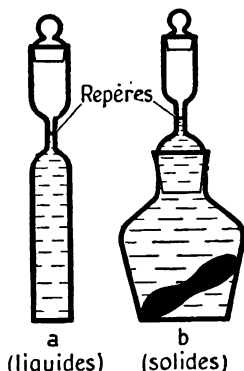


Fig. 65 et 66.

Flacons à densités.

La colonne liquide est très étroite à l'endroit du trait de repère, si bien qu'une petite erreur d'affleurement ne correspond qu'à un très petit volume de liquide en plus ou en moins.

Poids spécifiques en g/cm ³ (ou kg/dm ³) à la température ordinaire.			
solides		liquides	
Platine pur	21,5	Eau pure (à 15°)..	0,9991
Or pur.....	19,3	Mercure pur.	13,6
Plomb pur.....	11,3	Glycérine pure	1,26
Argent pur	10,5	Lait (vache).....	1,03
Cuivre pur.....	8,9	Huile (olive).....	0,92
Fer pur	7,8	Benzène pur.....	0,88
Zinc pur.....	7,1	Alcool éthylique pur	0,79
Aluminium pur.....	2,7	Ether pur	0,72
Marbre.....	2,7	Essence minérale (mélange) ...	0,7
Verre (vitre)	2,5		
Ivoire.....	2,		
Silex.....	1,7		
Anthracite.....	1,4		
Chêne sec.	0,62		
Liège.....	0,3		

28. Intérêt de la mesure des poids spécifiques.

1° Si l'on connaît les dimensions de meubles, machines, charpentes, maçonneries,... on en déduit leurs volumes, et la connaissance approximative des poids spécifiques moyens permet de *calculer leurs poids* ($P = \varpi \times V$); il est, par suite, possible de prévoir pour ces objets des supports appropriés, ou bien les moyens et le coût de leur transport.

2° La *détermination précise du poids spécifique d'une substance renseigne sur son degré de pureté* (si un échantillon d'or, par exemple, a un poids spécifique inférieur à 19,3 g/cm³, on peut être sûr qu'il contient un autre métal, tel qu'argent ou cuivre);

ou sur sa qualité (un lait de vache de poids spécifique sensiblement plus faible que 1,03 g/cm³ est presque certainement additionné d'eau);

ou encore sur son identité (pour les chimistes, le poids spécifique est l'une des caractéristiques d'une espèce chimique permettant de la distinguer d'une espèce voisine).

RÉSUMÉ

Le *poids spécifique* d'un corps est le poids de l'unité de volume de ce corps; il est avantageux de l'exprimer à partir des unités correspondantes de poids et de volume (g/cm³; kg/dm³; t/m³).

La *densité relative* d'un solide ou d'un liquide par rapport à l'eau est le rapport de son poids au poids d'un égal volume d'eau; elle s'exprime par le même nombre que le poids spécifique, si celui-ci est donné en unités correspondantes, mais c'est un nombre *abstrait*.

Pour déterminer un poids spécifique, on mesure le poids **P** du corps, puis son volume **V**, et l'on fait le quotient de **P** par **V**;

P se mesure à la balance; quant à **V**, on le détermine au moyen d'une éprouvette graduée (méthode rapide mais peu précise) ou l'on pèse un volume d'eau égal à ce volume **V** (méthode plus précise du flacon).

La connaissance approximative du poids spécifique d'une substance permet de calculer le poids d'objets faits de cette substance, connaissant leurs dimensions; la détermination précise du poids spécifique d'une substance renseigne sur son degré de pureté, ou sur sa qualité, ou encore sur son identité.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Définir le *poids spécifique* d'une substance.
- Pourquoi le poids spécifique de l'eau est-il 1 g/cm³, ou 1 kg/dm³, ou 1 t/m³?
- Qu'entend-on par *densité* d'un solide ou d'un liquide par rapport à l'eau?
- Pourquoi la densité relative s'exprime-t-elle par le même nombre que le poids spécifique?
- Comment mesure-t-on rapidement le volume d'un solide ou d'un liquide?
- Pourquoi la méthode de l'éprouvette graduée est-elle imprécise?
- Pourquoi obtient-on le volume d'un corps en pesant un égal volume d'eau?
- Montrer que la *méthode du flacon* conduit d'abord à la densité relative.
- Expliquer pourquoi les *flacons à densités* minimisent les incertitudes de remplissages.
- Montrer les avantages des 3 pesées à *tare constante* auxquelles se ramène la méthode du flacon.
- Quel peut être l'intérêt d'une détermination précise d'un poids spécifique?

1. Une règle de bois supposée homogène a la forme d'un parallépipède rectangle de dimensions 2 × 2 × 60 cm et pèse 145 grammes; quels sont le poids spécifique et la densité relative de sa substance?

2. Un mur plein en pierres de taille a pour dimensions 10 m, 4 m et 0,4 m; calculer son poids, sachant que le poids spécifique moyen du calcaire à bâtir est 2,5 g/cm³.

3. Sachant que le poids spécifique du fer est 7,8 g/cm³, calculer la longueur d'une barre de fer dont la section est un rectangle de 2 cm sur 4 cm, et dont le poids est 6 kg, 5.

4. Un dm³ d'eau pure donne, en se congelant, 1 dm³,090 de glace à 0°; calculer le poids spécifique de la glace.

5. Calculer le volume du kilogramme étalon international en prenant 21,5 g/cm³ pour le poids spécifique du platine iridié.

6. Un miroir plan rectangulaire, de dimensions 2 m sur 0 m, 60, est argenté sur une face; admettant que la couche d'argent est d'épaisseur uniforme, et sachant

que l'argenture a alourdi le miroir de 125 g, calculer l'épaisseur de la couche d'argent. (Chercher le poids spécifique de l'argent dans le livre.)

7. Un alliage de cuivre et d'argent a un poids spécifique égal à $10,3 \text{ g/cm}^3$; calculer le poids des métaux composants contenus dans 100 g d'alliage en utilisant les valeurs données dans le livre pour leur poids spécifique.

8. Un câble électrique haute tension en aluminium a 8 mm de diamètre; calculer son poids au km en prenant pour poids spécifique de l'aluminium : $2,7 \text{ g/cm}^3$.

9. Une boule creuse de verre de 10 cm de diamètre pèse 375 grammes; calculer le volume de la cavité sachant que le poids spécifique du verre est environ $2,5 \text{ g/cm}^3$.

10 On procède aux pesées suivantes :

1° Un flacon plein de mercure + 17,6g, équilibrent la tare T;

2° Le flacon vide + 711,0 g, équilibrent T;

3° Le flacon plein d'eau + 660, 0 g, équilibrent T.

Déduire de ces résultats la *densité relative* et le *poids spécifique* du mercure.

Quel est le volume occupé par 1 g de mercure?

11. On détermine la densité du sucre par la méthode du flacon en employant l'essence de térébenthine comme liquide auxiliaire; on trouve que le poids du morceau de sucre est 8 g, et que ce morceau déplace un poids d'essence égal à 4 g; sachant que la densité relative de l'essence de térébenthine est 0,85, calculer le poids spécifique du sucre.

12. On mélange 52 cm³ d'alcool à 48 cm³ d'eau; on n'obtient que 96,5 cm³ de mélange; calculer le poids spécifique de ce mélange en prenant 0,8 pour densité relative de l'alcool.

NOTION DE FORCE

29. Définition d'une force; exemples de forces.

Posons un corps quelconque sur une table horizontale : son poids est alors incapable de le déplacer; nous pouvons néanmoins *mettre ce corps en mouvement*, soit en le *poussant* de la main, soit en le *tirant* au moyen d'une ficelle :

Cette poussée (ou cette traction) revient à l'application d'une **force**.

Si le corps est lancé, nous pouvons dévier son mouvement, le ralentir, ou encore l'arrêter par une action de même nature; ainsi :

Une force est tout ce qui peut produire ou modifier le mouvement d'un corps.

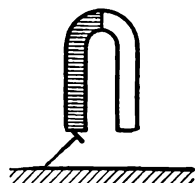


FIG. 67. — La force magnétique souève le clou.

Le **poids** d'un corps, qui entraîne ce corps dans un mouvement de chute si le centre de gravité n'est pas soutenu, n'est qu'un *exemple particulier de force* (force de pesanteur); citons d'autres exemples de forces :

L'ouvrier qui pousse un wagonnet, le cheval qui tire un chariot leur appliquent une **force musculaire**;

Le mouvement des rouages et des aiguilles d'une montre ou d'une pendule est dû aux **forces élastiques** développées par le ressort;

A proximité d'un pôle d'aimant, un clou est soulevé par une **force magnétique** (fig. 67);

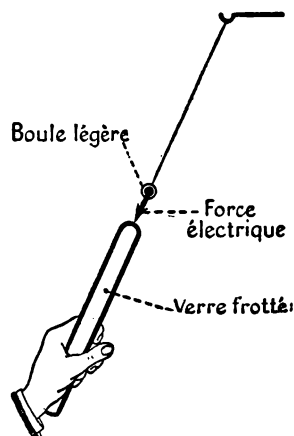


FIG. 68. — Un exemple de force électrique.

Si l'on approche d'un corps léger (fragment de papier ou petite boule de moelle de sureau) un bâton de verre ou un stylographe que l'on a frottés vigoureusement avec du drap, on constate un mouvement dû, ici, à une **force électrique** (fig. 68.)

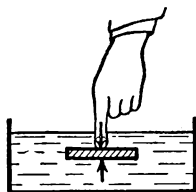


FIG. 69. — La poussée de l'eau s'oppose à la force musculaire.

Essayons d'enfoncer dans l'eau un bouchon plat en liège (fig. 69) : le liquide exerce de bas en haut une **force pressante** qui tend à s'opposer à notre action et fait remonter le bouchon dès que nous l'abandonnons.

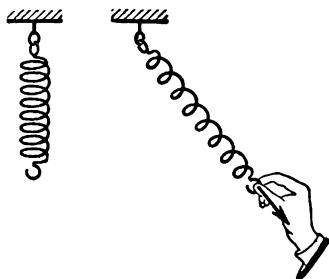


FIG. 70. — La force musculaire déforme le ressort élastique.

Remarque. — Si une force est appliquée à un corps qui ne peut bouger, l'effet de cette force n'est plus un mouvement mais une **déformation** (fig. 70); nous savons que la déformation d'un corps élastique permet la mesure d'un poids : nous allons voir bientôt qu'elle conduit aussi à la mesure de toute autre force.

30. Caractéristiques d'une force.

Pour caractériser une force, c'est-à-dire préciser ce qui la distingue d'une autre force, il faut, ainsi que nous l'avons fait pour le poids d'un corps, indiquer sa **direction**, son **sens**, son **point d'application** et son **intensité**.

1^o **Direction.** — Si la force agit seule sur un corps tout à fait libre et primitivement au repos, la direction du mouvement produit est la direction même de la force : c'est le cas de la chute

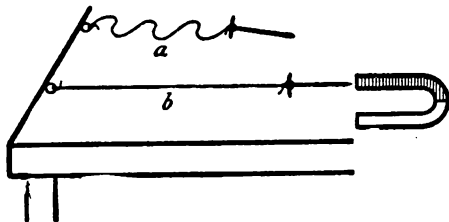


FIG. 71. — Direction d'une force qui tire. Le clou, attiré par l'aimant, tend la ficelle qui indique la direction de la force magnétique.

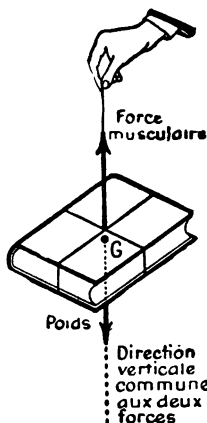


FIG. 72. — Deux forces de sens contraires.

libre d'un corps sous la seule action de son poids; le corps tombe verticalement parce que le poids est une force verticale.

Quand une force tire par l'intermédiaire d'un fil ou d'un câble, ceux-ci se *tendent dans la direction de la force* (fig. 71); si une force pousse par l'extrémité d'une tige, *cette tige donne la direction de la force*.

2° **Sens.** — Le sens d'une force est celui du mouvement qu'elle tend à produire,

— Si le mouvement a effectivement le sens de la force, celle-ci est une **force motrice**;

— C'est une force **résistante** dans le cas contraire.

Par exemple, quand nous soulevons verticalement un livre, deux forces de même direction mais de sens contraires lui sont appliquées (fig. 72); la force musculaire est **motrice**, le poids du livre est **résistant**; c'est l'inverse quand le livre redescend.

Certaines forces sont toujours résistantes : citons la **résistance de l'air** qui limite,

par exemple, la vitesse des automobiles, mais permet la sustentation des oiseaux et des avions (fig. 73), et aussi les **forces de frottement** que l'on développe, en particulier, dans le freinage.

Les 3 forces principales qui agissent sur un avion en vol.

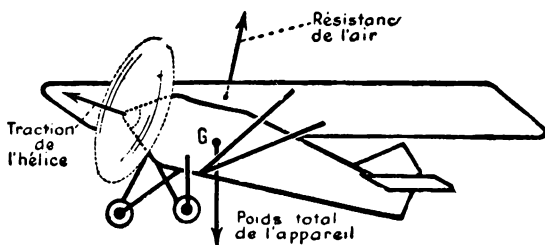


FIG. 73.

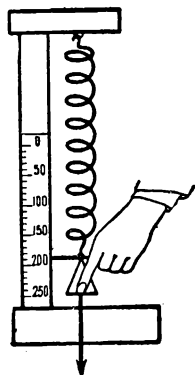


FIG. 74. — Mesure d'une force musculaire.

3° **Point d'application.** — A part les forces pressantes, dont l'action se répartit sur une surface, toute force appliquée à un corps le tire ou le pousse en un point appelé **point d'application de la force** : nous avons vu, par exemple, que le centre de gravité d'un corps est, par définition, le point d'application de son poids.

4° **Intensité.** — L'intensité d'une force s'exprime par le nombre que l'on obtient en mesurant la force, c'est-à-dire en comparant son intensité à celle d'une force choisie comme unité.

Puisqu'un poids n'est qu'un exemple de force, les unités de poids (g, kg, t) sont aussi des unités de force.

Il en résulte qu'un **dynamomètre**, que l'on a gradué « en poids » à l'aide de poids marqués, est directement utilisable pour la mesure des forces (fig. 74).

Divers types de dynamomètres sont employés pour mesurer les forces : ils utilisent tous la déformation d'un corps élastique; par exemples :

- a) **Le dynamomètre à lame d'acier** est basé sur la flexion élastique d'une solide lame pliée en forme de V (fig. 75); sa graduation peut s'étendre de plusieurs kg à plusieurs dizaines de kg.

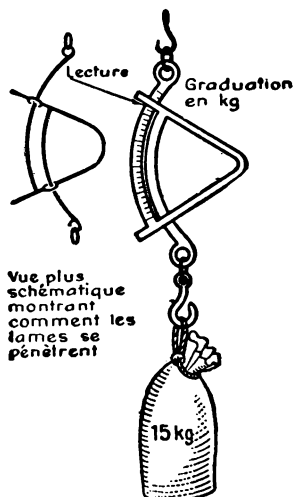


FIG. 75.
Dynamomètre à lame d'acier.

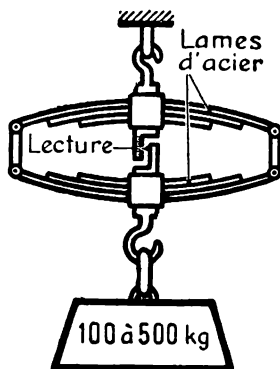


FIG. 76.
Dynamomètre de Poncelet.

- b) **Le dynamomètre de Poncelet** a sa partie déformable, faite de lames élastiques analogues à celles des ressorts de voiture (fig. 76).

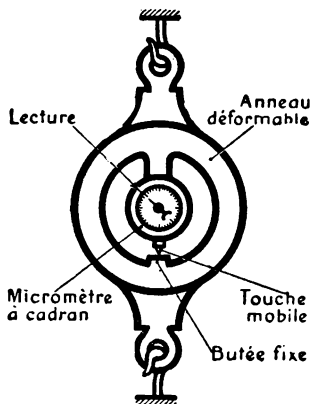


FIG. 77.
Dynamomètre
à anneau déformable.

- c) **Le dynamomètre à anneau d'acier** comprend essentiellement une partie annulaire qui s'ovalise légèrement quand une force (pouvant atteindre plusieurs tonnes) tire sur l'extrémité d'un de ses diamètres.

Cette déformation est amplifiée par un jeu d'engrenages (*micromètre à cadran*) dont l'aiguille tourne devant un cadran gradué en dizaines, centaines ou milliers de kg (fig. 77).

L'intensité de la force de traction d'une locomotive, par exemple, se lira sur un dynamomètre de ce type dont les crochets seront fixés, l'un à la locomotive, l'autre au tender.

On s'en sert aussi pour mesurer certaines forces de traction (fig. 78) ou les poids d'objets lourds et encombrants (fig. 79).

Remarque. — Le kilogramme-poids, qui n'est autre que la force attractive exercée par la terre sur l'étalon international, varierait

légèrement si l'on déplaçait cet étalon à la surface de la terre; aussi les physiciens préfèrent-ils souvent employer une unité de force *indépendante du lieu* : cette unité est la **dyne** de valeur telle que :

A Paris : 1 kilogramme-poids $\equiv$ 981.000 dynes

Aux pôles, le kg vaudrait à peu près 983.000 dynes, et seulement 978.000 à l'équateur.

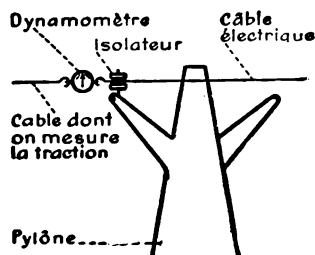


FIG. 78. — Mesure au dynamomètre de la traction exercée par un câble sur un isolateur, lors de l'installation d'une ligne.

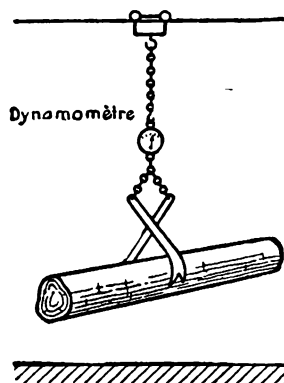


FIG. 79. — Mesure du poids d'un tronc d'arbre sur un chantier de bois.

Ces valeurs soulignent par ailleurs la petitesse de la dyne, qui vaut à peine plus d'un milligramme.

31. Représentation vectorielle des forces.

Tout comme un poids, une force se représente par un **vecteur** :

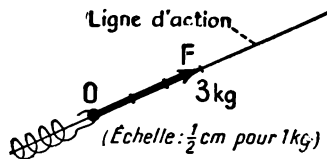


FIG. 80. — Représentation d'une force par un vecteur.

1° L'origine *O* du vecteur est le point choisi comme *point d'application* de la force (fig. 80).

2° Le vecteur a la direction de la force;

3° La *flèche* indique le *sens* de la force;

4° La *longueur* du vecteur est proportionnelle à l'*intensité* de la force; si l'on convient par exemple, de représenter par un vecteur de 1/2 cm une force d'intensité

1 kg, une force de 3 kg sera représentée par un vecteur de :

$$1/2 \times 3 = 1,5 \text{ cm.}$$

32. Ordre de grandeur de quelques forces.

Force de traction d'un homme (effort moyen)	20 à 30 kg
Force de traction d'un cheval { effort moyen	70 kg
coup de collier.	400 à 500 kg
Force de traction d'une puissante locomotive	75 tonnes
Force pressante d'un vent assez fort (vitesse 10 m/s)	10 kg sur 1 m ² de voile
Force portante d'un gros électro-aimant	plusieurs tonnes
Poids d'un bœuf.....	environ 1 tonne
Poids de la Tour Eiffel	8.000 tonnes
Poids d'un cuirassé moderne.....	35.000 tonnes

RÉSUMÉ

Une *force* est tout ce qui peut produire ou modifier le mouvement d'un corps; certaines forces tirent (poids), d'autres poussent (forces pressantes); la plupart tirent ou poussent suivant les cas (forces musculaires, élastiques, magnétiques, électriques).

Comme pour un poids, les caractéristiques d'une force sont : un *point d'application*, une *direction* (connue si l'on fait agir la force par un fil, un câble ou une tige), un *sens* (celui du déplacement si elle est motrice, le sens inverse si elle est résistante), et une *intensité* (qui s'exprime en unités de poids).

La mesure d'une force s'effectue à l'aide d'un *dynamomètre*.

De même qu'un poids, une force se représente par un *vecteur*.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'appelle-t-on *force*?
 - Citer des exemples de forces; quelles sont les forces qui toujours tirent, ou toujours poussent?
 - Quel est l'effet d'une force sur un corps qui ne peut se déplacer? Exemple?
 - Comment peut-on connaître la *direction* d'une force?
 - Qu'entend-on par force *motrice*? force *résistante*? Exemples.
 - En quoi s'exprime l'*intensité* d'une force?
 - Comment mesure-t-on l'intensité d'une force?
 - Quel est le principe de tous les *dynamomètres*?
 - Comment représente-t-on une force?
1. Représenter, à l'échelle de 5 mm pour 100 g
 - 1° Un poids de 250 g;
 - 2° Une force horizontale, de gauche à droite, d'intensité 1,100 kg;
 - 3° Une force inclinée de 60° sur la précédente, vers le haut et la droite, et d'intensité 9.000 dg.

2. Des vecteurs ont respectivement 3,5 et 7 cm; quelles sont les intensités des forces qu'ils représentent, sachant que l'échelle adoptée est 2 cm pour 3 kg?

3. Sur une bille d'acier homogène, libre de se mouvoir dans l'espace, agissent à la fois son poids et une force horizontale, de droite à gauche; représenter la bille et les deux forces (toutes deux appliquées au centre de gravité) sachant que la force horizontale vaut 0,25 kg et que l'index d'un peson à ressort s'arrête, quand on y suspend la bille, aux $\frac{2}{5}$ de l'intervalle compris entre les divisions 300 g et 400 g; (échelle : 1 cm par 100 g).

4. Un cylindre homogène, en fer, de 5 cm de diamètre et de 8 cm de hauteur, est posé sur un plan horizontal; représenter le cylindre à l'échelle $\frac{1}{2}$, et représenter son poids à une échelle telle qu'une force de 0,45 kg soit représentée par un vecteur de 15 mm de longueur (poids spécifique du fer : 7,8 g/cm³).

SEPTIÈME CHAPITRE

BALANCE ROMAINE. LEVIERS

33. Principe de la balance romaine (balance à bras de fléau inégaux).

Supposons qu'on ait déterminé approximativement le centre de gravité d'une règle de bois assez longue : en la perçant au-dessus de ce centre de gravité on peut la suspendre à une tige rigide maintenue horizontalement et obtenir ainsi un *fléau mobile* autour d'un axe horizontal.

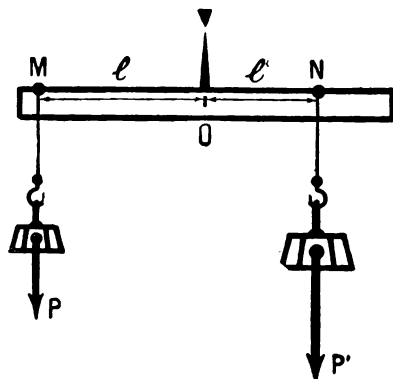


FIG. 81. — Équilibre de poids inégaux : au poids le plus lourd correspond le bras de fléau le plus court.

A l'aide de ficelles minces il est possible de faire agir des poids connus en divers points de ce fléau, de part et d'autre de son axe O ; on constate alors que :

1° Si des poids inégaux se font équilibre, au poids le plus intense correspond le bras de fléau le plus court (fig. 81).

2° Pour équilibrer des poids différents P_1, P_2, P_3 , placés successivement en M , on peut utiliser le même poids P , à condition de faire varier la longueur l_1, l_2, l_3 , de son bras de fléau (fig. 82).

Si l'on met successivement en M des poids marqués de valeurs régulièrement croissantes, et inscrit chacune de ces valeurs sur le trait qui repère la position correspondante N du contrepoids P (fig. 83), on obtient une *balance à poids unique* :

Pour peser un corps avec cette balance, il suffit de suspendre ce corps en M et de déplacer le contrepoids P sur son bras de fléau jusqu'à rétablir l'équilibre : le poids du corps se lit en N , là où agit le contrepoids.

La **balance romaine** est construite sur ce principe (fig. 84); son emploi comme celui d'un dynamomètre, est particulièrement simple puisqu'une pesée revient à faire une lecture et n'exige aucune manipulation de poids marqués;

Elle est, par ailleurs, plus fidèle qu'un dynamomètre, ne mettant pas en cause l'élasticité d'un corps déformable, mais elle n'est guère plus sensible.

Parce qu'elle est robuste et facilement transportable, des brocanteurs, des chiffonniers, des bouchers d'abattoir l'utilisent encore couramment.

34. Principe d'un levier.

a) On peut soulever très facilement un gros livre comme l'indique la figure 85; la règle *BAC* fait ici office de levier :

Un levier est une barre rigide, mobile autour d'un axe fixe appelé *axe d'appui* ⁽¹⁾.

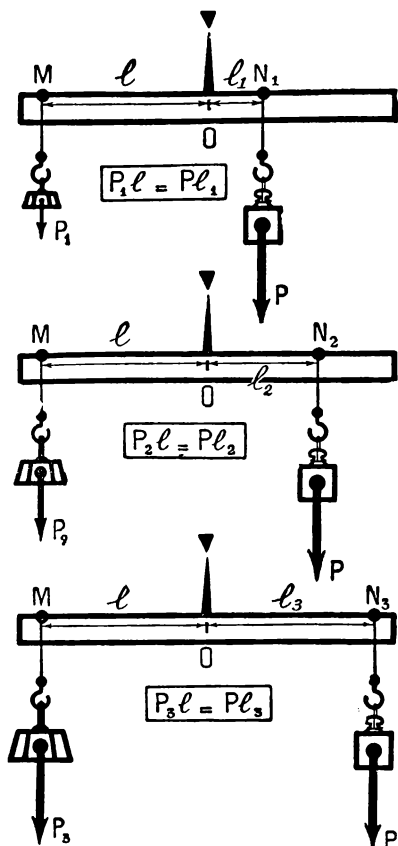


FIG. 82. — Avec le même poids P , on peut équilibrer des poids différents P_1 , P_2 , P_3 , en faisant varier le bras de fléau du poids P .

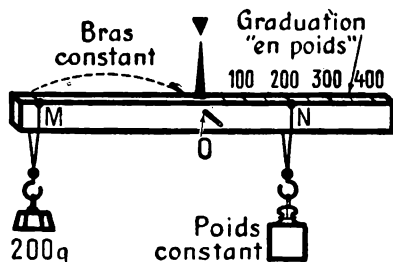


FIG. 83. — Graduation « en poids » d'une balance à poids unique.

Le levier représenté permet à une **force motrice** F de vaincre une **résistance** R dont l'intensité est supérieure à la sienne.

(1) L'axe d'appui peut se réduire à un point d'appui.

Les distances AC et AB de l'axe d'appui A aux points d'application de

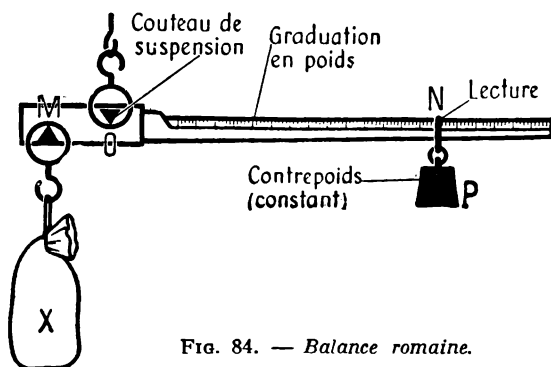


FIG. 84. — Balance romaine.

la force motrice et de la résistance sont les **bras de levier** de ces deux forces : à la force la plus intense correspond le bras de levier le plus court.

b) Remarquons que le fléau des figures 81, 82 et 83 satisfait à la définition précédente du levier; nous allons voir qu'il permet facilement de trouver la **condition d'équilibre d'un levier** :

En effet, si l'on mesure le bras de levier constant l d'une part, et les bras de levier variables l_1 , l_2 , l_3 , d'autre part (fig. 82), on constate que :

$$P_1 \times l = P \times l_1$$

$$P_2 \times l = P \times l_2$$

$$P_3 \times l = P \times l_3; \text{ donc :}$$

La force motrice et la résistance s'équilibrent quand les produits des intensités de ces forces par leurs bras de levier sont égaux.

Ceci reste vrai pour tout genre de levier non coudé, *pourvu que la force motrice et la résistance soient **parallèles**.*

C'est ainsi que si la force motrice qui maintient le livre soulevé (fig. 85) est verticale, c'est-à-dire *parallèle à la résistance*, son intensité F est telle que :

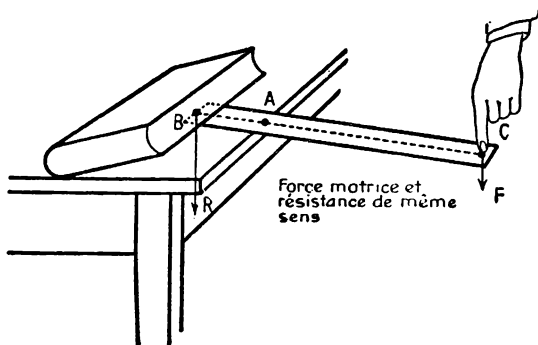


FIG. 85. — Principe du levier.

$$F \times AC = R \times AB$$

Par exemple, si $AB = 20$ cm et $AC = 80$ cm, une force motrice $F = 100$ grammes peut vaincre une résistance R valant :

$$R = F \times \frac{AC}{AB} = 100 \times \frac{80}{20} = 400 \text{ grammes.}$$

35. Exemples de leviers.

a) **Leviers inter-appui.** — Ce sont les leviers dont l'axe d'appui est entre

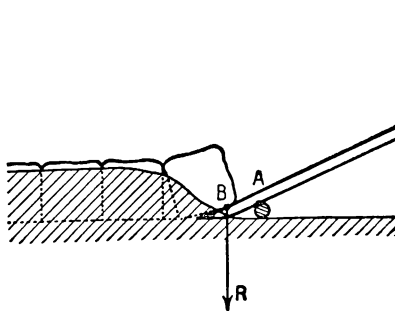


FIG. 86. — *Levier des paveurs.*

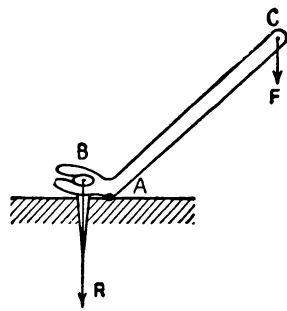


FIG. 87. — *Pied-de-biche.*

la résistance et la force motrice; à ce genre appartiennent les leviers précédents (fig. 82 et 85), et aussi :

- Le **levier des paveurs** (fig. 86);
- Le **pied-de-biche** (fig. 87);
- Les **tenailles**, quand elles sont utilisées comme l'indique la fig. 88;

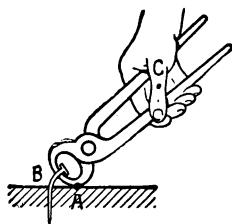


FIG. 88. — *Tenailles.*

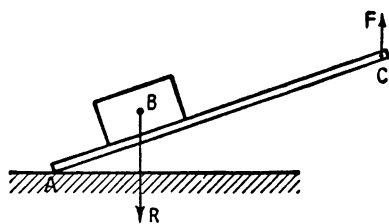


FIG. 89. — *Force motrice et résistance de sens contraires.*

— La **pédale d'un frein d'automobile**, le **gouvernail** et les **rames d'une embarcation** (la résistance est alors la force pressante de l'eau).

b) **Leviers inter-résistants.** — Ici, la **résistance est entre l'axe d'appui et**

la force motrice (fig. 89). Par exemple, nous retrouvons ce deuxième genre de levier dans :

— Le *couteau de boulanger* (fig. 90);

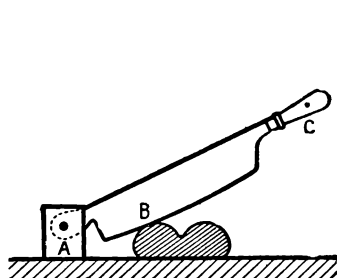


FIG. 90. — Couteau de boulanger.

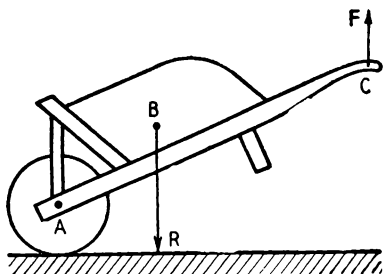


FIG. 91. — Brouette.

— La *brouette* (fig. 91);

— L'*articulation de la cheville* (fig. 92).

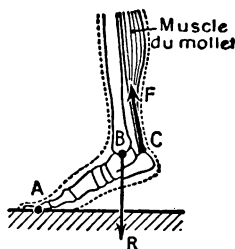


FIG. 92. — La force musculaire du mollet soulève la jambe.

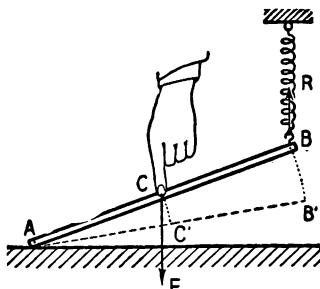


FIG. 93. — La force motrice F agit entre l'axe d'appui A et la résistance R .

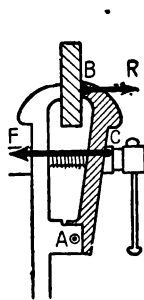


FIG. 94. — Étau. Un petit nombre de tours de vis fait varier notablement l'écartement des mâchoires.

Remarque. — Ces leviers du premier et du second genres permettent de vaincre de fortes résistances avec des forces motrices plus faibles : ce sont des **leviers multiplicateurs de force**;

Mais, au cours de la rotation autour de l'axe d'appui, le point d'application de la résistance se déplace moins que celui de la force motrice.

c) **Leviers inter-moteurs.** — A ce troisième genre appartiennent les leviers dont la force motrice est entre l'axe d'appui et la résistance.

Ici, la force motrice est au contraire *supérieure* à la résistance (fig. 93); mais si, par exemple, $F = 2R$, l'arc CC' que décrit le point d'application de la force motrice est deux fois plus petit que le déplacement BB' du point d'application de la résistance; c'est, en particulier, avantageux dans l'*étau* (fig. 94).

De plus, comme les déplacements BB' et CC' ont lieu *en même temps*,

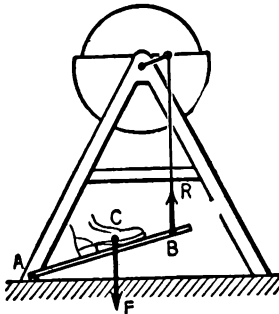


FIG. 95. — Pédale du rémouleur.

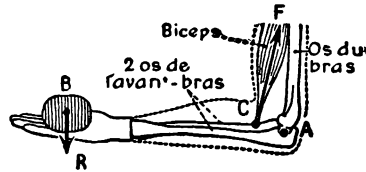


FIG. 96.
Articulation de l'avant-bras.

le premier est deux fois plus rapide que le second;

Ce genre de levier est donc **multipliateur de vitesse**, ce qui fait comprendre pourquoi il est avantageux dans les *pédales* des machines à coudre ou des meules de rémouleur (fig. 95), et aussi dans l'*articulation de l'avant-bras* (fig. 96).

RÉSUMÉ

Une *balance romaine* est une balance à bras de fléau inégaux avec laquelle une pesée s'obtient par déplacement d'un seul poids (contrepoids) le long d'un bras de fléau variable, porteur d'une graduation en poids; le bras de fléau du contrepoids est d'autant plus long que le poids du corps à peser est plus intense.

Une balance romaine est commode, robuste, facilement transportable, plus fidèle qu'un dynamomètre, mais moins sensible qu'une balance ordinaire.

Un levier est une barre rigide, mobile autour d'un axe d'appui, qui permet de vaincre une résistance avec une force motrice généralement plus faible.

Si la force motrice et la résistance sont *parallèles*, les produits des intensités de ces forces par leurs bras de levier sont égaux.

Les leviers *inter-appui* (levier des paveurs, pied-de-biche, fléaux de balances, ...) et *inter-résistants* (couteau de boulanger, brouette,...) sont multipliateurs de force; les leviers *inter-moteurs* (pédales des machines à coudre et des meules) sont au contraire multipliateurs de vitesse.

QUESTIONS ET EXERCICES

- A quelle condition un *fléau* chargé de poids inégaux peut-il être en équilibre?
- Comment peut-on obtenir une *balance à poids unique*?
- Comment s'effectue une pesée à la *balance romaine*?
- Dites ce qui est constant et ce qui est variable dans une balance romaine.
- Comparer une romaine à un dynamomètre.
- Qu'est-ce qu'un *levier*?
- Quelle est la condition d'équilibre d'un levier à forces *parallèles*?
- Montrer que les leviers des deux premiers genres sont *multiplicateurs de force*.
- Donner des exemples de leviers inter-appui et inter-résistants.
- Montrer que les leviers inter-moteurs sont *multiplicateurs de vitesse*.
- Donner des exemples de leviers inter-moteurs.

1. Calculer le rapport des poids P et P' qui se font équilibre, respectivement à 30 cm et à 20 cm de l'axe de rotation O d'un fléau (fig. 81).

2. On place un poids P de 1 kg successivement à 10 cm, 20 cm et 30 cm de l'axe O d'un fléau; calculer dans chaque cas le poids qui rétablit l'équilibre, en admettant que ce poids agit toujours au bout d'un bras de fléau constant, de longueur égale à 25 cm (fig. 82).

3. Dans une balance romaine, le contrepoids vaut 500 g et la longueur du bras de fléau constant est 20 cm;

1° A quelle distance de l'axe faut-il placer le contrepoids pour équilibrer une charge de 300 g?

2° Quelle est la charge X qui correspond à une longueur $l = 125$ mm du bras de fléau variable?

4. Les longueurs des bras de fléau d'une balance ordinaire sont respectivement 220 mm et 220,5 mm : quel poids faut-il mettre dans un plateau pour obtenir l'équilibre quand on met 1 kg dans l'autre plateau (envisager les deux cas).

5. Un des bras de fléau d'une balance ordinaire mesure 151 mm et le plateau correspondant contient 250 g de poids marqués; sachant qu'il faut mettre dans l'autre 250,5 g pour rétablir l'équilibre, calculer le bras de fléau correspondant.

6. Dans l'expérience représentée figure 85, la distance BC vaut 80 cm; quelle position faut-il donner à l'axe d'appui A (par rapport à B et C) pour que la force motrice (supposée verticale) soit égale au quart de la résistance?

7. Un homme de 70 kg appuie de tout son poids sur l'extrémité C d'un levier des paveurs (fig. 86) dont la longueur CB vaut 1,50 m; sachant que l'appui A est à 8 cm de B , calculer la résistance verticale R qui pourra être vaincue à l'aide de ce levier.

8. Dans l'expérience représentée figure 93 on se sert d'un ressort gradué « en poids »; la main est d'abord placée au milieu de AB et l'index du ressort s'arrête au quart de l'intervalle compris entre les divisions 150 et 200 g; calculez la force musculaire équilibrant la force élastique (résistance du ressort). On appuie ensuite au quart de AB (à partir de A) avec une force de 100 g; en face de quelle division s'arrêtera l'index du ressort?

HUITIÈME CHAPITRE

LIQUIDES ET GAZ. SURFACE LIBRE

A. — DISTINCTION ENTRE LIQUIDE ET GAZ

36. Notion de fluide.

On dit qu'une substance est fluide quand elle est capable de s'écouler, même au travers d'orifices très étroits :

Des corps liquides comme l'eau, l'alcool, le mercure,... coulent si les récipients qui les contiennent ne sont pas rigoureusement étanches; donc, **les liquides sont des fluides.**

Par ailleurs, nous savons qu'il suffit d'un très petit trou dans une chambre à air pour que l'air s'en échappe; de même, si une canalisation de gaz de ville présente la moindre fissure, ou si un flacon d'éther n'est pas hermétiquement bouché, une odeur particulière nous avertit que le *gaz de ville* ou le *gaz éther* (on dit plus couramment *vapeur d'éther*) se répandent dans la salle. Ceci montre que **les gaz sont également des fluides.**

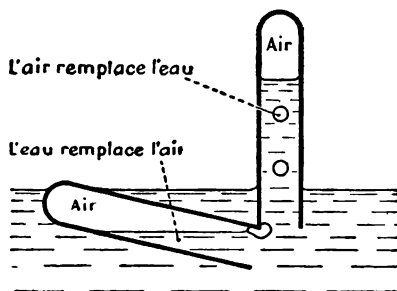


FIG. 97.

L'air peut se transvaser au sein de l'eau.

A cause de cette fluidité, **les liquides et les gaz n'ont pas de forme propre** ce qui les distingue des corps solides; ils prennent la forme du vase qui les contient, et l'on peut modifier cette forme sans effort appréciable, par exemple en y plongeant le doigt ou la main, ou encore en les transvasant (fig. 97 et 98).

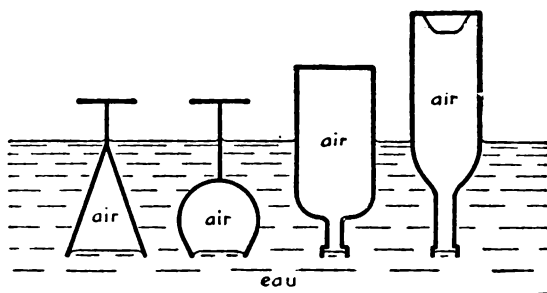


FIG. 98. — Quel que soit le vase qui le renferme, l'air en épouse la forme.

37. Différences de propriétés entre fluides liquides et fluides gazeux.

a) **Les gaz sont compressibles**; si l'on pousse sur le piston d'une pompe de bicyclette dont l'ouverture est bouchée (fig. 99), le volume de l'air diminue, bien qu'aucune fuite ne fasse varier la quantité de gaz emprisonnée.

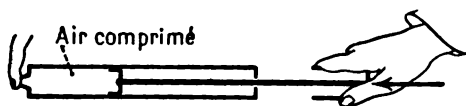


FIG. 99.
L'air est compressible.

C'est grâce à cette compressibilité que l'on peut enfermer dans des tubes d'acier peu volumineux, mais à parois très robustes, de grandes quantités de gaz d'utilisation courante (oxygène, hydrogène, gaz de ville,...).

b) **Les gaz sont expansibles**; en retournant le cuir qui joue le rôle de piston dans une pompe de bicyclette, et en bouchant l'ouverture, on peut augmenter le volume de l'air emprisonné sans en augmenter la quantité par entrée d'air extérieur (fig. 100).

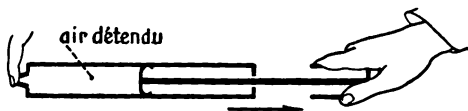


FIG. 100. — L'air est expansible.

Ainsi, à cause de son expansibilité, une certaine quantité de gaz occupe toujours tout le volume laissé à sa disposition, quelque grand que soit ce volume.

c) *Les liquides ne sont ni compressibles, ni expansibles; leur volume est déterminé.*

C'est dire, par exemple, que si l'on dispose d'un kg d'eau pure et froide, le volume occupé par cette quantité d'eau sera toujours égal à 1 litre, même si le vase a une capacité notablement plus grande, ou si l'on presse sur le liquide ⁽¹⁾ (fig. 101).

Remarque. — Les gaz, comme tous les autres corps, sont *pesants*; c'est ainsi qu'un flacon de 1 litre, que nous disons « vide » mais qui est en réalité *plein d'air*, pèse environ 1,3 gramme de plus que s'il était réellement vide.

Mais, si le même flacon était plein d'eau, il pèserait 1.000 g de plus; cet exemple montre que le *poids spécifique des gaz* est beaucoup plus faible que celui des liquides.

Par ailleurs, puisque le volume V occupé par un certain poids P de gaz peut varier par expansibilité ou compressibilité, le *poids spécifique* ($\varpi = \frac{P}{V}$) d'un gaz, contrairement à celui d'un liquide, est essentiellement variable.

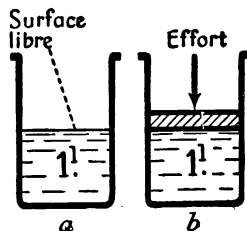


FIG. 101. — *Le volume d'un liquide est déterminé.*

B. — SURFACE LIBRE DES LIQUIDES; APPLICATIONS

38. Définition et propriétés d'une surface libre.

Considérons un liquide dans un récipient qu'il n'emplit pas complètement (fig. 101-a) : la surface supérieure du liquide n'est pas au contact d'une paroi, mais au contact de l'air, c'est-à-dire d'un autre fluide; si l'on incline le récipient, ou bien agite le liquide, la forme de cette surface change : on dit que c'est une *surface libre*.

a) *La surface libre d'un liquide au repos est plane.* — On s'en rend compte en fermant un œil et abaissant l'autre au niveau de la surface libre; nous en aurons plus tard une meilleure vérification en constatant que la surface libre d'une eau tranquille, ou, mieux encore, d'un bain de mercure, *réfléchit la lumière à la manière d'un miroir plan*.

b) *La surface libre d'un liquide au repos est perpendiculaire à la direction verticale du lieu;* cette propriété a déjà été approximativement vérifiée (fig. 8).

(1) En réalité, une très forte pression provoque une légère diminution du volume liquide; mais cette compressibilité est très faible et est le plus souvent négligeable.

D'ailleurs, le fait que l'image d'un fil à plomb, donnée par la surface libre d'une eau teintée d'encre ou d'un bain de mercure, est un fil à plomb de même *grandeur* et de même *direction* (fig. 101), prouve que cette surface est à la fois *plane* et *perpendiculaire* à la verticale.

On résume ces résultats en disant que :

La surface libre d'un liquide au repos est une portion de plan horizontal.

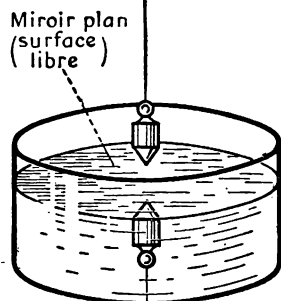


FIG. 102. — L'image d'un fil à plomb, donnée par la surface libre d'un liquide au repos, est un fil à plomb de même *grandeur* et de même *direction* : c'est la preuve que cette surface libre est *plane* et *horizontale*.

Si la bulle ne quitte pas ses repères quand on pose successivement le niveau suivant deux directions non parallèles d'un plan, ce plan est *horizontal*.

40. Vases communicants.

Quand des vases sont reliés entre eux de façon qu'un liquide, versé dans l'un d'eux, se répand aussi dans tous les autres, on est en présence de **vases communicants** (fig. 104).

39. Niveau à bulle.

Le *niveau à bulle*, basé sur les propriétés de la surface libre d'un liquide, remplace avantageusement le niveau de maçon dans la vérification de l'horizontalité d'une surface.

De l'alcool emplit incomplètement un tube légèrement courbé, et conserve une petite *surface libre* au contact d'une grosse *bulle* de vapeur d'alcool (fig. 103).

L'ensemble est ajusté de façon que la bulle soit entre deux repères *a* et *b* quand la base de la monture est *horizontale*; par contre, la bulle quitte ses repères dès que le niveau s'incline.

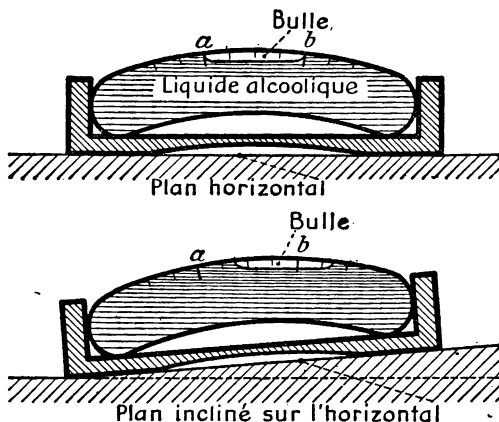


FIG. 103. — Le niveau à bulle doit reposer sur un plan horizontal pour que la bulle prenne place exactement entre les repères *a* et *b*.

Si l'on mesure les hauteurs h , h' , et h'' du liquide au-dessus d'un plan horizontal HH' , on constate qu'elles sont égales; donc :

Les surfaces libres d'un liquide en équilibre dans des vases communicants sont dans un même plan horizontal.

Applications.

a) Récipients verseurs. — Dans un arrosoir, une théière, une cafetière, le liquide est toujours au même niveau dans l'ajutage latéral et dans la partie centrale du récipient; il en résulte qu'une faible inclinaison permet un écoulement du liquide (fig. 105).

b) Indicateur de niveau. — Pour être renseigné sur le niveau du liquide dans une chaudière, une cuve, un tonneau, une citerne,... dont les

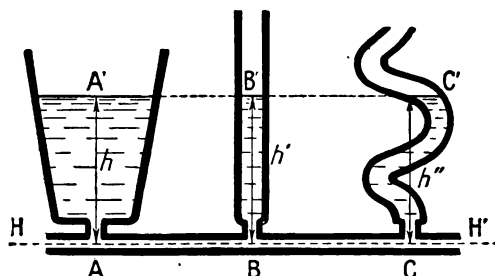


FIG. 104. — Dans des vases communicants qui contiennent le même liquide, les surfaces libres sont dans le même plan horizontal: $h=h'=h''$.

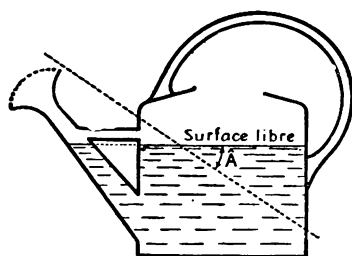


FIG. 105 — Récipient verseur : En inclinant l'arrosoir d'un angle A , le liquide jaillit par l'ajutage latéral.

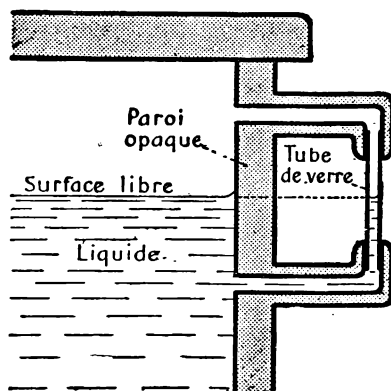


FIG. 106. — Indicateur de niveau.

parois sont opaques, on leur adjoint une partie communicante en verre, comme l'indique la figure 106.

c) Distribution de l'eau dans les immeubles. — Pour faire monter l'eau dans les canalisations d'immeubles, il suffit de placer les résér-

voirs d'alimentation sur des élévations naturelles (colline Montmartre à Paris, par exemple) ou sur des socles en ciment armé (châteaux d'eau, fig. 107) et d'y maintenir la surface libre à un niveau plus élevé que le dernier étage des immeubles les plus hauts.

d) *Jet d'eau.* — Si un tube effilé vertical, communiquant avec un récipient plein d'eau, est abaissé en dessous de la surface libre commune, on obtient

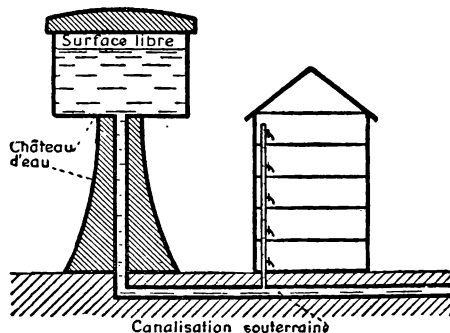


FIG. 107. — Principe de la distribution de l'eau dans les immeubles.

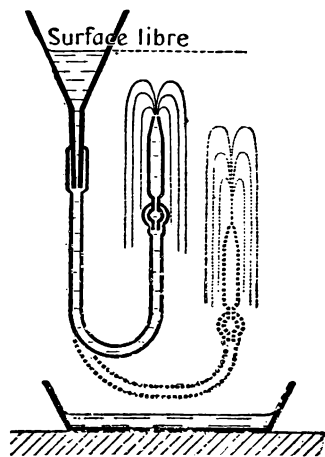


FIG. 108. — Principe du jet d'eau.

un jet d'eau (fig. 108); le jet tend à monter au niveau de l'eau dans le vase,

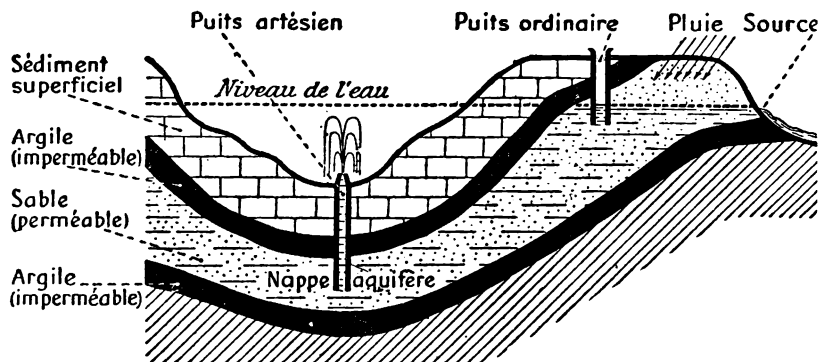
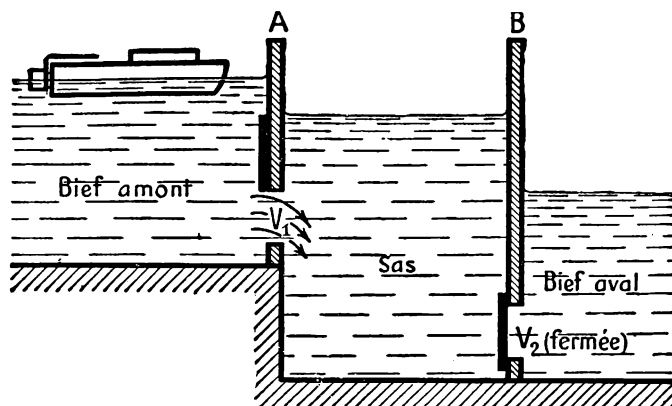


FIG. 110. — Explication des sources, puits ordinaires et puits artésiens.

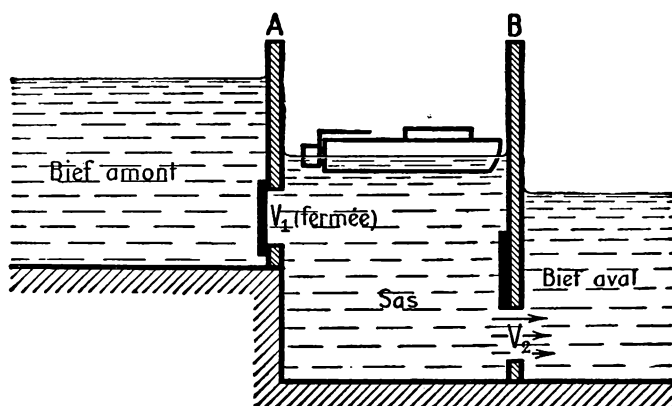
mais ne peut l'atteindre à cause des frottements dans le tube et de la résistance de l'air, et aussi parce que l'eau qui retombe gêne celle qui monte.

Les jets d'eau des jardins et des places publiques s'expliquent de la même manière.

e) **Ecluses.** — La figure 109 fait comprendre la manœuvre d'une écluse



I — La porte A s'ouvrira quand le niveau du sas aura atteint le niveau du bief amont grâce à la vanne ouverte V_1 .



II. — La porte B s'ouvrira quand le niveau du sas aura atteint celui du bief aval grâce à l'ouverture de la vanne V_2 .

FIG. 109 — Principe de la manœuvre d'une écluse assurant le passage d'une péniche d'un bief à l'autre du canal.

permettant à un bateau de passer d'un niveau à un autre en suivant un canal :

Tout revient à faire communiquer *successivement* le bassin intermédiaire (sas) avec l'un puis avec l'autre bief, sans qu'à aucun moment ces deux biefs communiquent entre eux.

f) **Eau souterraine.** — En classe de Géologie, on explique aussi à partir de la propriété des vases communicants la distribution de l'eau d'infiltration dans le sol et, en particulier, l'existence de certaines sources, de certains puits ordinaires et des puits artésiens (fig. 110).

RÉSUMÉ

A. Un fluide est un corps qui s'écoule par tout orifice, même très étroit; les liquides et les gaz sont des fluides.

A cause de leur fluidité, les liquides et les gaz n'ont pas de forme propre et épousent celle du vase qui les contient.

Les gaz sont des fluides compressibles et expansibles; au contraire, le volume des liquides est déterminé, et il en résulte pour eux une surface libre suivant laquelle ils ne sont pas au contact avec une paroi mais avec un gaz.

B. La surface libre d'un liquide au repos est plane et horizontale (c'est-à-dire perpendiculaire à la direction verticale du lieu); cette propriété est appliquée, en particulier, dans le niveau à bulle.

Les surfaces libres d'un liquide en équilibre dans des vases communicants sont dans un même plan horizontal; ce fait trouve son application dans les récipients verseurs, les indicateurs de niveau, la distribution de l'eau dans les villes, les jets d'eau, les écluses, la répartition de l'eau d'infiltration...

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'est-ce qu'un fluide? A quels corps les fluides s'opposent-ils?
- Qu'entend-on par compressibilité des gaz? Application?
- En quoi consiste l'expansibilité des gaz?
- Pourquoi dit-on que le volume d'un liquide est déterminé?
- Montrer qu'un liquide peut présenter une surface libre, alors que c'est impossible dans le cas d'un gaz.
- Citer une expérience montrant à la fois que la surface libre d'un liquide est plane et perpendiculaire à la verticale.
- Qu'est-ce qu'un plan horizontal?
- Pourquoi la bulle d'un niveau à bulle quitte-t-elle ses repères quand la base du niveau n'est pas horizontale?
- Que se passe-t-il quand des vases communicants contiennent le même liquide?
- Expliquer l'écoulement du liquide dans un récipient verseur.
- Qu'est-ce qu'un indicateur de niveau?
- Comment assure-t-on la distribution de l'eau dans les immeubles d'une agglomération?

- Expliquer l'expérience du *jet d'eau*.
- Comment fonctionne une *écluse*?

1. Deux vases à parois verticales communiquent par un tube fin de capacité négligeable; on verse dans l'un 8 litres d'eau; quelle est la hauteur du liquide dans chaque vase, à l'équilibre, sachant que les fonds des 2 vases sont dans le même plan horizontal et que leurs surfaces respectives mesurent 25 cm^2 et 75 cm^2 ?

2. Deux vases verticaux dont les bases sont dans le même plan horizontal communiquent par un tube fin, de capacité négligeable, muni d'un robinet.

Le robinet étant fermé, on met $1/2$ litre d'eau dans le premier (dont la section vaut 5 cm^2) et 1 litre du même liquide dans le second (de section 20 cm^2); quelles sont les hauteurs de liquide dans les deux vases?

De combien varient les deux niveaux quand on ouvre le robinet?

NEUVIÈME CHAPITRE

PRINCIPE D'ARCHIMÈDE

A. — ÉNONCÉ ET VÉRIFICATION

41. Faits d'observation et d'expérience.

Un bouchon de liège abandonné au sein de l'eau, ou un morceau de fer placé au fond d'une cuve à mercure sont *soulevés* par le liquide.

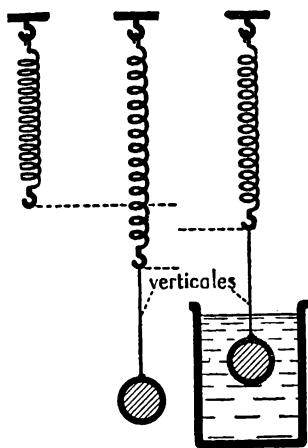


FIG. 111 — Le liquide exerce sur le corps immergé une poussée verticale qui se retranche du poids.

A la piscine ou dans la baignoire notre corps nous semble plus léger, un corps lourd se porte aisément.

Si nous immergeons dans un liquide un corps accroché à un ressort (fig. 111), la déformation du ressort est diminuée; de plus, la ficelle de suspension reste verticale : c'est donc que le liquide exerce sur le corps immergé une *poussée*, dont la direction est *verticale* comme celle du poids du corps, mais de *sens contraire* puisqu'elle se retranche de ce poids.

On doit à *Archimède* ⁽¹⁾ une proposition qui précise non seulement, comme ci-dessus, la direction et le sens de cette poussée, mais aussi son intensité et son point d'application :

42. Énoncé du principe d'Archimède.

Tout corps complètement immergé dans un liquide en équilibre subit une poussée F verticale de bas en haut, égale au

(1) *Archimède* : grand savant de l'antiquité grecque (287 à 212 av. J.-C.).

poids du liquide déplacé, et appliquée au centre de gravité C de ce liquide déplacé.

La poussée F est appelée *poussée d'Archimède*.

Son point d'application C est le centre de poussée.

Remarque. — Le centre de poussée C peut se confondre avec le centre de gravité G du corps immergé, mais peut aussi en être distinct.

Par exemple, supposons que le corps immergé soit une bille (fig. 112) : cette bille déplace une sphère de liquide de même diamètre dont le centre de gravité est confondu avec le centre géométrique; donc le centre de poussée est en C , au centre de la bille.

1° Si la substance de la bille est *homogène*, son propre centre de gravité G est aussi confondu avec son centre géométrique (fig. 112-a);

2° Si cette substance est au contraire *hétérogène*, ce centre de gravité G n'est pas au centre de la sphère, et, par suite, n'est pas confondu avec le centre de poussée C (fig. 112-b).

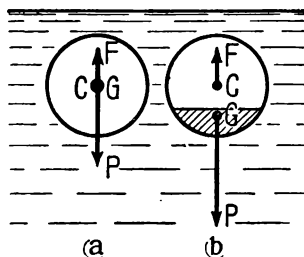


FIG. 112. — En a : corps homogène; C et G confondus.

En b : corps hétérogène; C et G distincts.

43. Vérification expérimentale du principe d'Archimède.

a) Il est commode d'employer un dispositif formé de deux cylindres, l'un

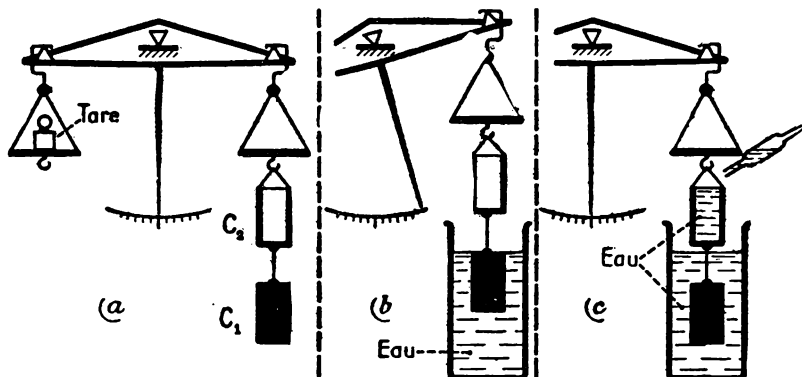


FIG. 113. — Vérification du principe d'Archimède :

a) L'équilibre est établi;

b) La poussée d'Archimède détruit l'équilibre;

c) L'équilibre se rétablit quand le cylindre creux est exactement rempli, c'est-à-dire quand la poussée est compensée par le poids d'un volume d'eau égal au volume du cylindre immergé.

plein C_1 (fig. 113), l'autre creux C_2 , tels que le volume du premier égale le volume intérieur du second.

Les deux cylindres superposés étant accrochés au plateau d'une balance, l'équilibre est rétabli avec une tare à laquelle on ne touche plus (fig. 113-a);

Puis un vase d'eau est amené sous le cylindre plein et élevé jusqu'à immersion complète de ce cylindre (fig. 113-b);

Enfin, le cylindre plein demeurant seul immergé, on verse de l'eau dans le

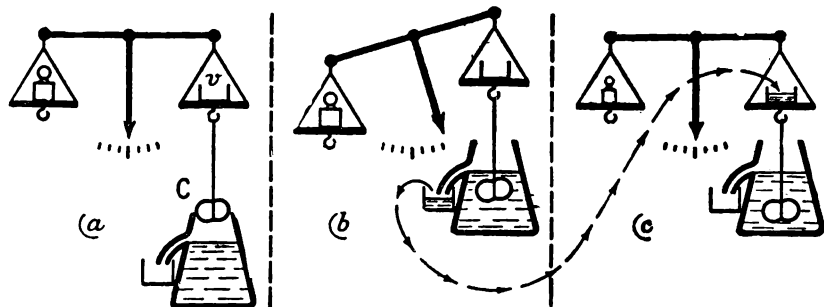


FIG. 114. — Emploi d'un vase à déversement pour vérifier le principe d'Archimède
 a) Le corps C et le vase vide v sont équilibrés par une tare;
 b) La poussée rompt l'équilibre; un volume d'eau égal au volume du corps immergé s'écoule du vase à déversement;
 c) L'équilibre se rétablit quand la poussée est compensée par le poids de l'eau déplacée.

cylindre creux, et l'on constate que l'équilibre se rétablit quand le volume d'eau ajouté est égal au volume du cylindre immergé (fig. 113-c).

b) On peut aussi se servir d'un vase à déversement, dans lequel la surface libre demeure à un niveau constant :

La figure 114 indique les phases de cette vérification du principe d'Archimède, et montre en particulier que pour équilibrer la poussée d'Archimède, il faut allourdir le plateau qui supporte le corps immergé du poids du liquide déplacé par ce corps immergé.

44. Mesure d'une densité par application du principe d'Archimède

a) **Cas d'un solide.** — 1° Suspendons le solide au plateau d'une balance au moyen d'un mince fil métallique; tarons, puis rétablissons l'équilibre avec des poids marqués p_1 (fig. 115-I) :

$$\text{Tare équilibre corps} + p_1.$$

2° Immergeons complètement le corps dans de l'eau (pure et froide) en évitant qu'il touche la paroi du vase, et rétablissons l'équilibre avec une nouvelle somme de poids marqués p_2 (fig. 115-II) :

$$\text{Tare équilibre corps immergé dans l'eau} + p_1.$$

3° Détachons le corps en laissant le fil de suspension, et rétablissons une

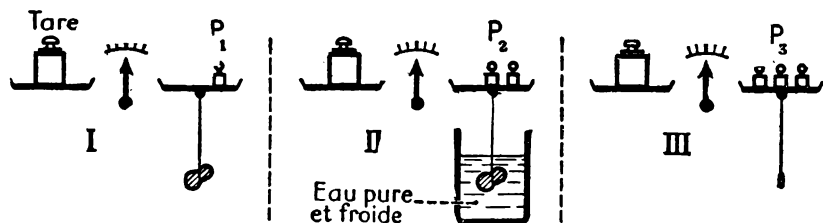


FIG. 115. — Détermination de la densité d'un solide par la balance hydrostatique.

$$d = \frac{P_3 - P_1}{P_2 - P_1}$$

troisième fois l'équilibre avec la somme p_3 de poids marqués (fig. 115-III) :

Tare équilibre p_3 .

Les équilibres I et III donnent le poids du corps par double pesée :

$$P = p_3 - p_1;$$

Les équilibres I et II donnent la poussée d'Archimède sur le corps, c'est-à-dire le poids P' d'un volume d'eau égal au volume du corps :

$$P' = p_2 - p_1.$$

D'où la densité cherchée :

$$d = \frac{P}{P'} = \frac{p_3 - p_1}{p_2 - p_1}$$

b) **Cas d'un liquide.** — 1° Comme précédemment, suspendons au plateau d'une balance un corps solide assez dense, inaltérable et bien propre; tarons et rétablissons l'équilibre avec des poids marqués p_1 (fig. 116-I) :

Tare équilibre corps + p_1 .

2° Immergeons complètement le corps dans le liquide considéré et rétablissons l'équilibre avec une seconde somme de poids marqués p_2 (fig. 116-II) :

Tare équilibre corps immergé dans le liquide + p_2 .

3° Lavons et séchons le corps, puis recommençons en immergeant cette fois dans l'eau (fig. 116-III) :

Tare équilibre corps immergé dans l'eau + p_2 .

Les équilibres *I* et *II* donnent le poids du liquide déplacé :

$$P = p_2 - p_1;$$

Les équilibres *I* et *III* donnent de même le poids de l'eau déplacée :

$$P' = p_3 - p_1;$$

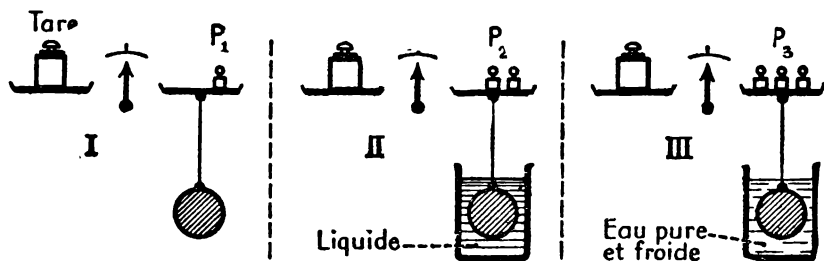


FIG. 116. — Détermination de la densité d'un liquide par la balance hydrostatique.

$$d = \frac{P_2 - P_1}{P_3 - P_1}$$

P et P' sont les poids de volumes égaux d'eau et de liquide ; donc, la densité du liquide est égale au rapport de ces poids :

$$d = \frac{P}{P'} = \frac{p_2 - p_1}{p_3 - p_1}$$

B. — CORPS FLOTTANTS

45. Corps complètement immergés.

Tout corps immergé dans un liquide est donc soumis à deux forces verticales de sens contraires :

1° Son poids P , qui le tire vers le bas par son centre de gravité G ;

2° La poussée d'Archimède F , appliquée au centre de poussée C , qui le tire en sens inverse (fig. 112).

Trois cas peuvent se présenter :

1° $P > F$: le corps tombe au fond du vase, comme le fait une pierre dans l'eau, un morceau de platine dans le mercure, ou encore un œuf frais dans l'eau pure (fig. 117-a);

2° $P < F$: le corps s'élève et vient flotter à la surface du liquide; c'est le cas d'une planche de bois ou d'un bouchon de liège lâchés au sein de l'eau, d'un morceau de fer ou de plomb immergés dans le mercure, ou encore d'un œuf dans de l'eau très salée (fig. 117-c);

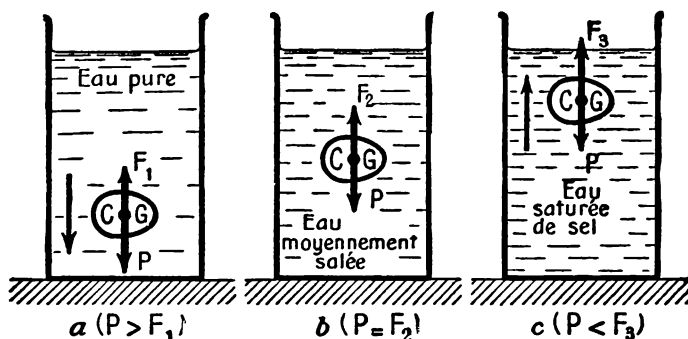


FIG. 117. — Mouvements d'un œuf immergé. (L'œuf a une forme à peu près géométrique et quand il est frais, son centre de gravité G est très près de son centre de figure; il en résulte que les points G et C (centre de poussée) sont pratiquement confondus.)

3° $P = F$: le corps reste en équilibre au sein du liquide; cette condition est plus difficile à réaliser : on y arrive néanmoins avec un œuf

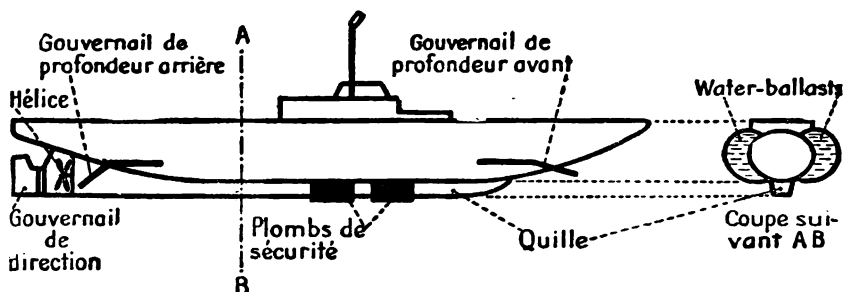


FIG. 118. — Représentation schématique d'un sous-marin.

frais dans de l'eau convenablement salée (fig. 117-b), ou encore avec une grosse goutte d'huile dans de l'eau additionnée d'alcool jusqu'à lui donner une densité égale à celle de l'huile.

Pour un **sous-marin** (fig. 118), la poussée d'Archimède est constante mais le poids est variable :

En plongée, des compartiments étanches (water-ballasts) sont remplis d'eau, ce qui augmente le poids et le rend presque égal à la poussée; pour se maintenir à un niveau

donné, le sous-marin doit être en marche, car l'action de l'eau sur les gouvernails de profondeur s'ajoute alors à celle du poids pour faire échec à la poussée.

La remontée normale est obtenue en chassant l'eau des water-ballasts au moyen d'air fortement comprimé; en cas d'accident, on allège le sous-marin par détachement des plombs de sécurité fixés sous la quille.

46. Corps partiellement immergés.

a) **Condition de flottaison.** — Nous savons que si le poids d'un corps immergé est inférieur à la poussée d'Archimède ($P < F$), le corps s'élève.

Dès que le corps émerge, le volume de liquide déplacé diminue, donc aussi la poussée, et l'ascension cesse quand la poussée n'est plus supérieure au poids : *le corps flotte*; ainsi :

Quand un corps flotte en équilibre, le poids du liquide déplacé par sa partie immergée est égal à son propre poids.

b) **Conséquences et applications.** — 1° Pour faire flotter un corps lourd (bateau, par exemple), il faut lui donner une forme creuse telle que *le poids de l'eau qu'il déplace quand il n'est que partiellement immergé atteigne la valeur de son propre poids*. S'il pèse par exemple 10.000 tonnes, il déplace à l'équilibre 10.000 tonnes de liquide, soit 10.000 m³ d'eau douce ou un peu moins d'eau de mer.

Dans le même liquide, le bateau s'enfonce d'autant plus qu'il est plus chargé : c'est bien ce qu'on constate avec les *péniches* qui circulent sur les canaux ou les rivières navigables.

Si un canard flotte, c'est qu'il est recouvert d'une épaisse couche de plumes que l'eau ne mouille pas, et qui augmentent considérablement le volume d'eau déplacé sans accroître sensiblement le poids.

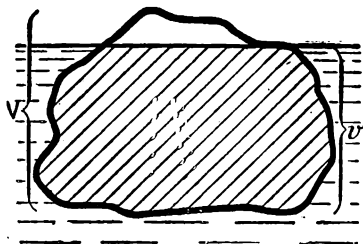


FIG. 119. — Flottaison

d'un morceau de glace : $\frac{V}{V'} \approx \frac{9}{10}$

De même, en associant au corps humain certains appareils de grand volume sous un faible poids (ballonnets, chambre à air, ceinture de liège), le volume déplacé est notablement augmenté et, la poussée devenant supérieure au poids total, *le corps peut flotter*.

2° **Le même corps, de poids donné, s'enfonce d'autant plus que le poids spécifique du liquide est plus faible.**

Pour que la poussée égale le poids du corps flottant, il faut, en effet, que celui-ci déplace un volume liquide d'autant plus grand que le liquide est moins dense.

Ainsi, un morceau de bois qui s'enfonce à peine dans le mercure, est presque totalement immergé dans l'eau.

Un *glacon* a environ les $\frac{9}{10}$ de son volume dans l'eau parce que le poids spécifique de la glace est à peu près les $\frac{9}{10}$ de celui de l'eau (fig. 119).

47. Aréomètre; transformation en densimètre.

Un aréomètre est un petit flotteur creux, lesté à la base (fig. 120).

Placé dans un liquide, il *s'immerge presque totalement*, ne laissant émerger qu'une partie plus ou moins longue de sa tige : le centre de gravité est alors très en dessous et à l'aplomb vertical du centre de poussée et l'équilibre est stable.

Comme tous les corps flottants dont le poids est constant, l'aréo-

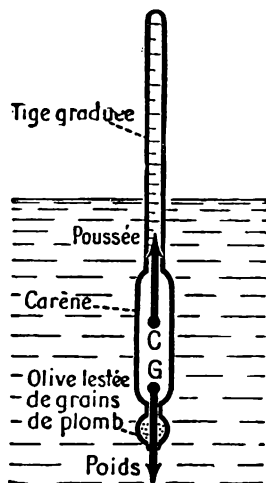


FIG. 120.
Aréomètre à poids constant.

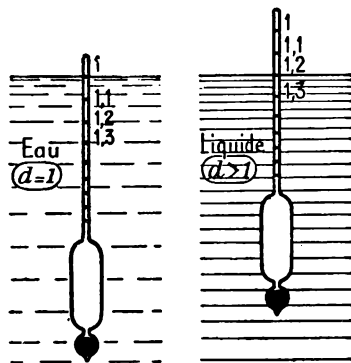


FIG. 121. — Densimètre pour liquides plus denses que l'eau.

mètre s'enfonce d'autant plus que le liquide est moins dense.

En repérant sur la tige les points où affleure la surface libre quand l'appareil est placé dans des liquides de densités connues, on le *gradue en densités* : il devient alors un **densimètre**, permettant de comparer les densités de liquides différents.

Certains sont destinés aux liquides *moins denses* que l'eau (alcool, essence minérale, benzine,...); d'autres, les plus utilisés, correspondent aux liquides *plus denses* que l'eau tels que le lait ou les solutions acides, basiques, salines, sucrées... (fig. 121).

48. Aréomètre de Baumé.

Dans cet appareil, encore utilisé au laboratoire sous la forme de **pèse-acides**, les divisions de la graduation sont choisies arbitrairement d'égaux longueurs, mais ne correspondent pas à des accroissements égaux de densité.

Le **zéro** de la graduation correspond à l'eau pure, dans laquelle l'appareil s'enfonce presque complètement, et l'affleurement est au trait 15 dans l'eau salée contenant 15 g le sel pour 85 g d'eau; l'intervalle 0-15 est divisé en 15 **degrés Baumé** et la graduation est poursuivie jusqu'en bas de la tige;

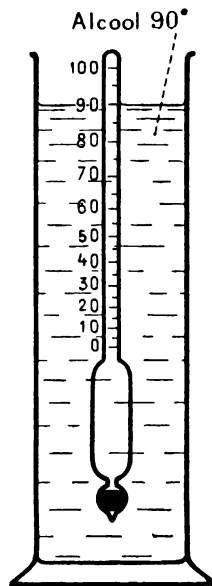


FIG. 122. — Alcoomètre centésimal de Gay-Lussac. (Remarque que les divisions de sa graduation ne sont pas équidistantes.)

Enfin, un tableau de nombres, établi une fois pour toutes, donne, si besoin est, la correspondance entre les degrés Baumé et les densités.

C'est ainsi que le pèse-acide de Baumé marque 66° B dans l'acide sulfurique concentré ($d = 1,84$), 48° B dans l'acide nitrique concentré ($d = 1,50$), 22° B dans la solution chlorhydrique commerciale ($d = 1,18$).

49. Alcoomètre centésimal de Gay-Lussac.

C'est un aréomètre qui donne, par lecture directe, la richesse en alcool d'un mélange contenant exclusivement de l'alcool et de l'eau purs.

L'alcoomètre étant plongé dans un tel mélange, si l'affleurement est au trait marqué 90 (fig. 122) on dit que ce mélange **pèse 90 degrés**, ce qui signifie qu'il contient 90 cm³ d'alcool pur pour 100 cm³ de mélange.

Remarque. — Les aréomètres sont des instruments pratiques, renseignant très rapidement sur la densité (ou la composition) d'un liquide; par contre, l'indication qu'ils donnent ne saurait être très précise, car divers facteurs peuvent influencer le degré d'enfoncement.

En particulier, **le degré d'enfoncement de l'aréomètre dans un liquide dépend de la température du liquide**; par exemple la graduation d'un alcoomètre de Gay-Lussac n'est juste qu'à la température 15°; si le mélange alcoolique est à une température différente, il faut utiliser une *table de correction* permettant de passer facilement de l'indication erronée à l'indication exacte.

RÉSUMÉ

A. Tout corps complètement immergé dans un liquide en équilibre subit une *poussée d'Archimède* verticale, de bas en haut, égale au poids du liquide déplacé, et appliquée au centre de gravité de ce liquide déplacé (centre de poussée).

Une balance permet de mesurer le poids d'un corps et la poussée qu'il reçoit quand il est immergé dans l'eau; comme celle-ci représente le poids d'un volume d'eau égal au volume du corps, le quotient du poids par la poussée donne la *densité* du corps par rapport à l'eau.

B. Le mouvement vertical d'un corps abandonné au sein d'un liquide dépend des intensités comparées de son poids et de la poussée d'Archimède; si la poussée l'emporte, le corps monte, puis flotte; à ce moment, il déplace un poids de liquide égal à son propre poids.

Les aréomètres usuels ont un poids constant et s'enfoncent d'autant plus dans un liquide que ce liquide est moins dense; d'où leur emploi pour comparer les densités des liquides.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Citer des observations et des expériences qui mettent en évidence la *poussée d'Archimède*.

— Préciser les caractères (direction, sens, intensité, point d'application) de la poussée d'Archimède.

— Où se place le centre de poussée dans le cas d'une bille, d'un cube, d'un cylindre, d'un œuf, complètement immergés?

— Quand le centre de poussée est-il confondu avec le centre de gravité du corps immergé?

— Quelle expérience peut-on faire avec un œuf frais, de l'eau et du sel?

— Montrer que si l'on connaît les intensités du poids d'un corps et de la poussée qu'il subit quand il est complètement immergé, on peut en déduire sa *densité* et, par suite, son *poids spécifique*.

— Que peut-on dire du liquide déplacé par un corps qui *flotte* en surface?

— Pourquoi peut-on flotter avec une ceinture de sauvetage?

— Pourquoi un bateau s'enfonce-t-il plus en eau douce que sur mer?

— Parmi les solides mentionnés dans le tableau du paragraphe 27, indiquer ceux qui flottent sur l'eau et ceux qui s'enfoncent dans le mercure, et dire pourquoi.

— Comment transforme-t-on un *aréomètre* en *densimètre*?

— Un densimètre s'enfonce-t-il plus dans un lait ordinaire que dans un lait écrémé?

— Que signifie « 90° à l'alcoomètre centésimal »?

1. Calculer le volume d'eau de mer déplacé par un cuirassé de 35.000 tonnes (poids spécifique de l'eau de mer : 1,02 g/cm³).

2. Un fragment de roche pèse 200 g; immergé dans l'eau pure et froide il paraît ne plus peser que 100 g; calculez 1° la poussée qu'il subit; 2° son volume; 3° son poids spécifique.

3. Un morceau de glace flotte sur l'eau pure d'une éprouvette graduée et fond peu à peu; la division d'affleurement de la surface du liquide va-t-elle changer au cours de la fusion? Pourquoi?

4. Un petit morceau de glace a la forme d'un cube de 5 cm de côté; sachant que le poids spécifique de la glace est 0,92 g/cm³, calculez 1° son poids; 2° le volume d'eau pure qu'il déplace quand il flotte; 3° la hauteur de la partie qui émerge; 4° ce que deviendrait cette hauteur s'il flottait sur l'eau de mer (poids spécifique 1,02 g/cm³).

5. Un lingot en alliage d'or et de cuivre pèse 1 kg; immergé dans l'eau, il n'a plus qu'un poids apparent de 940 g; calculer sa composition en poids et en volumes, en adoptant pour densités de l'or et du cuivre respectivement 20 et 9.

6. Un cylindre de bois est lesté à sa partie inférieure d'un cylindre de plomb de même section et flotte dans l'eau, immergé aux $\frac{9}{10}$ de sa hauteur totale; calculer le rapport des hauteurs des deux cylindres (densité du plomb ≈ 11 ; densité du bois $\approx 0,7$).

7. Un morceau de fer, de volume $V = 50 \text{ cm}^3$, flotte sur du mercure; calculer le volume de fer immergé.

On enfonce complètement le fer dans le mercure : avec quelle force faut-il maintenir le fer immergé? (On prendra pour poids spécifiques du fer et du mercure, respectivement $7,8 \text{ g/cm}^3$ et $13,6 \text{ g/cm}^3$.)

8. Un fragment de corps solide pèse 225 g; on le suspend à un fil et on l'immerge complètement dans l'eau d'un vase à déversement préalablement rempli; sachant qu'il s'écoule 16 cm^3 de liquide, calculer la poussée subie par le corps, sa densité par rapport à l'eau et son poids spécifique.

9. Une boule de verre lestée de mercure est suspendue sous le plateau d'une balance; dans ce plateau, il faut ajouter des poids marqués de valeur totale $P_1 = 15,7 \text{ g}$ pour équilibrer la tare.

La boule est alors immergée successivement dans un liquide de densité inconnue, puis dans l'eau pure et froide; sachant que les poids marqués qui rétablissent l'équilibre dans chaque cas ont pour valeurs globales respectives $P_2 = 60,5 \text{ g}$ et $P_3 = 55,7 \text{ g}$, calculer la densité et le poids spécifique du liquide.

10. Un aréomètre dont la tige porte des divisions équidistantes pèse 10 grammes et s'enfonce jusqu'au zéro de sa graduation dans l'eau pure; sachant que le volume de la tige graduée est sensiblement 10 mm^3 par division, calculez la division d'affleurement quand l'instrument est plongé dans un liquide de poids spécifique 1,03.

11. Une règle quadrangulaire en bois, de densité $\frac{2}{3}$, a une section de $1,5 \text{ cm}^2$ et une hauteur de 32 cm. Pour la faire flotter verticalement dans l'eau, 30 cm seulement de sa hauteur étant sous l'eau, on propose de suspendre une boule de plomb à sa partie inférieure. Quel devra être le volume de cette boule? Densité du plomb : 11.

(B. E. Académie de Dijon, 1921.)

12. Une tare, placée sur un plateau d'une balance, est successivement équilibrée : 1° par un certain corps plus 450 g placés sur l'autre plateau; 2° par 702 g; 3° si l'on suspend le corps sous le plateau de la balance et qu'on le plonge dans l'eau jusqu'à ce qu'il soit complètement immergé, il faut alors ajouter 60 g pour rétablir l'équilibre. Quelle est la densité de cette substance?

(B. E. Académie de Toulouse, 1922.)

13. Un cylindre en bois, à base circulaire, de densité 0,6 se tient verticalement dans un liquide de densité 1,5. On demande la hauteur de la partie immergée. On fixe ensuite à la partie inférieure de ce cylindre un cylindre en fer de même base. Quelle hauteur faut-il donner à ce dernier pour que le cylindre total se tienne en équilibre lorsqu'il est complètement plongé dans le liquide? Densité du fer : 7,8. Hauteur du cylindre de bois : 0,21 m; diamètre du cylindre de bois : 24 cm. Les réponses seraient-elles différentes si le diamètre du cylindre, au lieu d'être égal à 24 cm, avait une autre longueur? Pourquoi?

(B. E. Paris, 1923.)

14. Une sphère de laiton a, dans l'air, une masse de 160 g. On l'immerge dans l'eau et elle ne paraît plus peser que 100 g. La densité du laiton est 8. La boule est-elle creuse ou pleine? Si elle est creuse, quel est le volume de la cavité intérieure?

(B. E. Académie de Besançon, 1926.)

15. 1° On suspend au crochet d'une balance romaine un corps A, insoluble dans l'eau, de poids inconnu et dont le volume extérieur est de 3 dm³.

Dans une première expérience on réalise l'équilibre dans lequel le fléau est horizontal en déplaçant le contre-poids B dont le poids est égal à 1 kg. Quand l'équilibre est réalisé B est à 20 cm de l'axe de la chape de suspension de la balance romaine.

Dans une deuxième expérience on immerge le corps A dans de l'eau et on réalise un nouvel équilibre dans lequel le fléau est horizontal. Pour cela on doit placer le contre-poids à 12,5 cm de l'axe de la chape de suspension.

On demande la distance du point d'attache du crochet à l'axe de la chape de suspension et le poids du corps A.

2° Le bras du levier qui porte le contre-poids a une longueur de 45 cm. Quel est le poids du corps le plus lourd qu'on peut peser avec la balance romaine utilisée? Comment pourrait-on la modifier pour peser des corps plus lourds?

(Bourses 4^e série, 1945.)

DIXIÈME CHAPITRE

PRINCIPE D'ARCHIMÈDE APPLIQUÉ AUX GAZ

50. Le principe d'Archimède est applicable aux gaz.

a) *Existence d'une poussée verticale de bas en haut.* — Des bulles de savon, gonflées d'hydrogène ou de gaz de ville (gaz légers), s'élèvent verticalement en air calme (fig. 123).

L'ascension de ces bulles a la même cause que celle d'un bouchon de liège

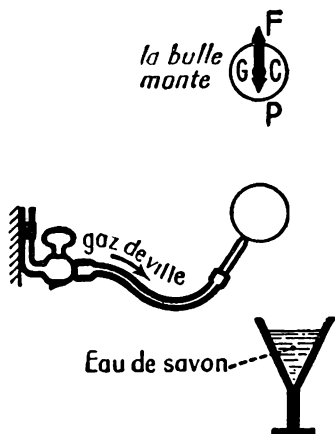


FIG. 123. — La bulle reçoit une poussée F supérieure à son poids P .

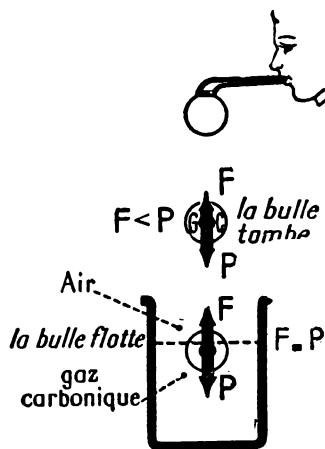


FIG. 124. — La poussée peut aussi être inférieure ou égale au poids de la bulle.

abandonné au sein de l'eau : elles subissent de la part de l'air qui les entoure une *poussée verticale* F supérieure à leur poids P .

Par contre, gonflées d'air expiré (alourdi par un peu de gaz carbonique, qui est *plus dense que l'air*) elles tombent dans l'air ($P > F$), mais peuvent flotter à la surface invisible d'une couche de gaz carbonique (fig. 124).

b) *La poussée est égale au poids du gaz déplacé.* — On peut le montrer expérimentalement comme l'indique la figure 125 :

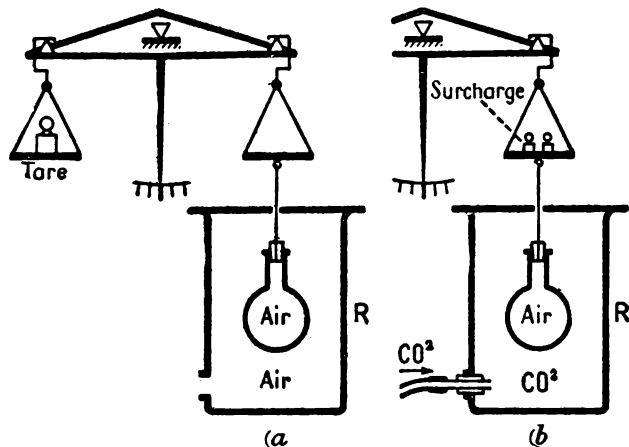


FIG. 125. — La poussée du gaz carbonique est supérieure à celle de l'air; pour compenser cet accroissement et rétablir l'équilibre, il faut ajouter à droite une surcharge qui mesure la différence des deux poussées.

Le ballon, plein d'air et hermétiquement fermé, subit la poussée de l'air qui l'entoure; l'équilibre est obtenu grâce à une tare à laquelle on ne touche plus.

Puis l'on fait passer dans le récipient R un courant très lent de gaz carbonique pur et sec : peu à peu, le ballon se soulève parce que la poussée du gaz carbonique est supérieure à celle de l'air.

Calculons la surcharge qui rétablirait l'équilibre en admettant que la poussée est, dans chaque cas, égale au poids du gaz déplacé par le ballon :

Si le ballon déplace 1 litre de gaz, la poussée est :

En a, le poids de 1 litre d'air, soit environ 1,3 gramme;

En b, le poids de 1 litre de gaz carbonique, soit environ 2 g.

La surcharge, égale à la différence des deux poussées, vaut donc sensiblement:

$$2 - 1,3 = 0,7 \text{ g (7 décigrammes).}$$

Or, l'on constate que la surcharge qui rétablit effectivement l'équilibre est d'autant plus proche de la valeur ainsi calculée, que l'on réalise l'expé-

rience avec plus de soin : c'est bien la preuve que la poussée exercée par un gaz sur un corps immergé est égale au poids du gaz déplacé.

Donc, le principe d'Archimède est applicable à tous les fluides et l'on peut généraliser l'énoncé déjà donné à propos des liquides en disant :

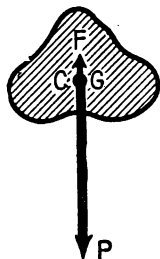


FIG. 126. — Le poids apparent d'un corps dans l'air est $P - F$.

Tout corps complètement immergé dans un fluide liquide ou gazeux en équilibre subit une poussée verticale, de bas en haut, égale au poids du fluide déplacé, et appliquée au centre de gravité du fluide déplacé.

51. Poids apparent des corps dans l'air.

Donc, dans l'air, ce que nous appelons le « poids » d'un corps, c'est-à-dire ce qui agit sur le bras de fléau quand nous plaçons le corps sur le plateau d'une balance, ce n'est pas son poids réel, mais ce poids diminué de la poussée de l'air; cette différence $P - F$ (fig. 126) entre le poids réel et la poussée, est appelée **poids apparent** du corps.

L'expérience du baroscope (fig. 127) montre bien que le poids réel d'un corps diffère de son poids apparent dans l'air.

Exemples numériques. — 1° Poids apparent d'un poids marqué en laiton :

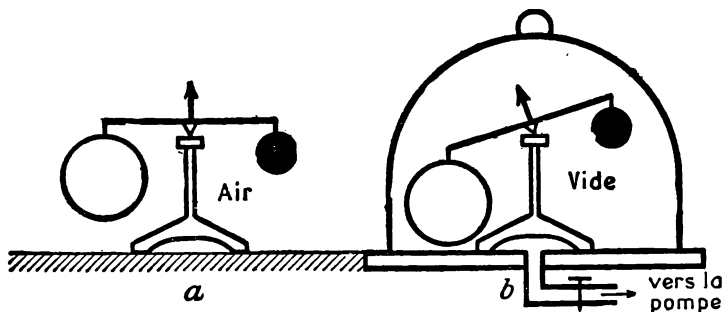


FIG. 127. — Baroscope.

La petite boule pleine et la grosse boule creuse ont même poids apparent; par contre, les poids réels sont différents, car la poussée de l'air est plus grande sur la grosse boule que sur la petite : c'est pourquoi, dans le vide, l'équilibre est rompu.

Considérons par exemple un poids marqué de 1 kg; le poids spécifique du laiton étant voisin de 8 g/cm³, le volume de ce poids marqué vaut sensiblement :

$$V \approx \frac{1.000}{8} = 125 \text{ cm}^3.$$

Dans l'air, il reçoit donc une poussée d'Archimède égale au poids de 125 cm³ d'air; comme l'air atmosphérique pèse environ 0,0013 g par cm³, la valeur approchée de cette poussée est :

$$F \approx 0,0013 \times 125 \approx 0,16 \text{ gramme.}$$

Cette poussée est inférieure à 2 décigrammes, c'est-à-dire aux $\frac{2}{10.000}$ du poids marqué; on voit que dans ce cas l'on a raison de confondre le poids vrai et le poids apparent dans toutes les pesées courantes.

2° Poids apparent d'un litre de gaz carbonique non comprimé :

Le poids réel de 1 l de gaz carbonique est très voisin de 2 g; le ballon qui le contient déplace à peu près 1 l d'air, donc subit une poussée d'environ 1,3 g; le poids apparent du gaz dans l'air est donc :

$$2 - 1,3 = 0,7 \text{ gramme.}$$

On voit qu'ici, le poids apparent est à peine supérieur au 1/3 du poids réel.

Ces exemples font comprendre pourquoi, dans les pesées courantes de solides ou de liquides, on néglige la poussée de l'air et confond poids apparent et poids réel, alors qu'au contraire dans les pesées précises des laboratoires, ou bien toutes les fois que l'on pèse un gaz, on doit tenir compte de cette poussée de l'air.

52. Aérostats.

On appelle **aérostat** tout dispositif qui subit, dans l'air, une poussée d'Archimède supérieure à son poids total.

La différence $f = F - P$ entre la poussée de l'air sur l'aérostat et son poids est la **force ascensionnelle** de l'aérostat.

Une bulle de savon gonflée d'hydrogène ou de gaz de ville, ou encore un « ballon rouge » d'enfant peuvent être considérés comme des aérostats particulièrement simples.

Les **ballons sondes**, dont la petite nacelle est garnie d'instruments enregistreurs destinés à « sonder » les propriétés physiques (température, pression, humidité...) des couches inférieures de l'atmosphère, ont une enveloppe en caoutchouc mince gonflée d'hydrogène.

Comme l'air atmosphérique se raréfie à mesure que l'altitude augmente et, par suite, comprime moins le ballon, le gaz intérieur tend de plus en plus l'enveloppe, qui grossit et finit par éclater à une altitude pouvant dépasser

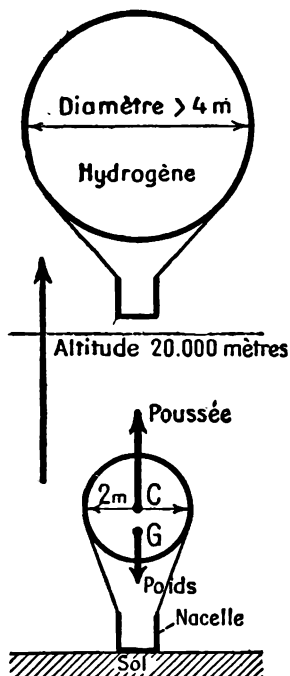


FIG. 128. — Quand le ballon-sonde éclate dans la stratosphère, son diamètre a plus que doublé.

20 km (stratosphère) (fig. 128); la descente des appareils est ralentie grâce au parachute dont est munie la nacelle.

Quant aux *ballons sphériques* (fig. 129) qui se rencontrent encore dans certaines compétitions sportives, leur enveloppe comprend plusieurs couches de tissus vernissés ou caoutchoutés pour empêcher autant que possible la diffusion de l'hydrogène qui la gonfle.

Le diamètre de cette enveloppe dépasse souvent une dizaine de mètres, afin que l'excès de la poussée de l'air sur le poids du ballon gonflé soit assez considérable pour permettre l'ascension d'une nacelle portant des passagers, des instruments d'observations scientifiques et du lest (sable, en général),

Exemple numérique : calcul de la force ascensionnelle d'un ballon sphérique.

Supposons que le volume du ballon, au sol, soit 1.000 m^3 .

S'il contient de l'hydrogène, de poids spécifique voisin de $0,1 \text{ kg par m}^3$, le poids du gaz enfermé est :

$$0,1 \times 1.000 = 100 \text{ kg.}$$

La poussée de l'air, au sol, vaut de son côté :

$$1,3 \times 1.000 = 1.300 \text{ kg.}$$

Admettons que le poids de l'enveloppe, de la nacelle, des passagers, du lest et de tous les accessoires atteigne

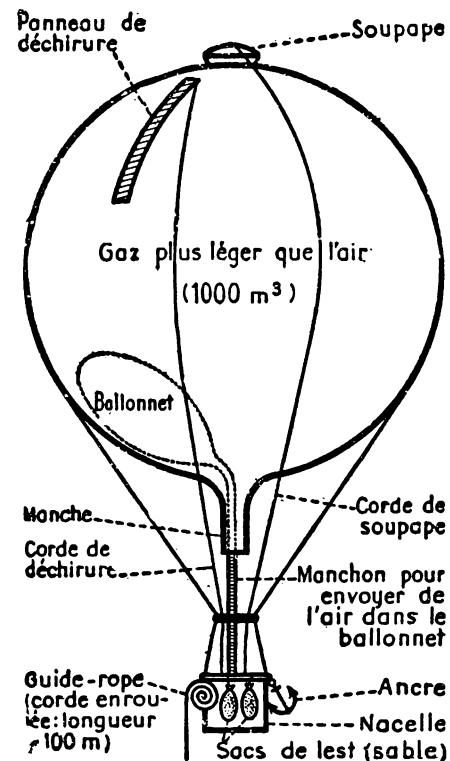


FIG. 129. — Vue schématique d'un ballon sphérique. (Le panneau de déchirure, l'ancre et le guide-rope facilitent l'atterrissage.)

1.190 kg ; la force ascensionnelle au sol est de l'ordre de :

$$\begin{aligned} & \text{poussée de l'air} - \text{poids total} \\ & 1.300 \text{ kg} - (100 + 1.190) \text{ kg} = 10 \text{ kg.} \end{aligned}$$

C'est suffisant pour assurer une ascension dans de bonnes conditions.

Ici, l'intérieur et l'extérieur communiquent par la manche, si bien que l'hydrogène peut s'échapper partiellement à mesure que le ballon monte, au lieu de tendre de plus en plus l'enveloppe, et celle-ci ne risque pas d'éclater.

Au cours de l'ascension, la poussée d'Archimède diminue parce que l'air, plus raréfié, devient moins dense que l'air au sol : *la force ascensionnelle décroît peu à peu et s'annule* : l'aérostat atteint son **plafond**.

Si l'aéronaute veut monter encore, il jette du lest; s'il veut au contraire redescendre, il laisse échapper du gaz par la *soupape*; après un certain nombre de ces va-et-vient, le lest vient à manquer et la descente est inévitable; de plus, la quantité d'hydrogène a diminué au point que l'enveloppe est très flasque : il faut envoyer de l'air dans le ballonnet inférieur pour améliorer la « tenue » de l'aérostat et faciliter l'atterrissage.

RÉSUMÉ

L'expérience montre que le principe d'Archimède est applicable aux gaz; il s'applique donc à tous les fluides, et l'on peut généraliser son énoncé en disant que tout corps complètement immergé dans un fluide en équilibre subit une poussée verticale, de bas en haut, égale au poids du fluide déplacé et appliquée au centre de gravité de ce fluide déplacé.

Le poids apparent d'un corps est la différence entre son poids réel et la poussée de l'air qu'il subit; on peut le confondre pratiquement avec le poids réel, sauf dans le cas de pesées très précises— ou bien quand on pèse un gaz.

Un aérostat est une enveloppe gonflée d'un gaz plus léger que l'air, de sorte que la poussée de l'air atmosphérique surpasse le poids total; la force ascensionnelle est la différence entre la poussée d'Archimède et ce poids total.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Comment peut-on faire monter des bulles de savon?
- La vérification du principe d'Archimède est-elle aussi commode et précise dans le cas des gaz que dans le cas des liquides? Pourquoi?
- Décrire un baroscope.
- Quelle est la sphère du baroscope qui l'emporte lorsque l'appareil est dans le vide? Pourquoi?
- Quand l'épicier pèse 1 kg de sucre, est-il question du poids vrai ou du poids apparent? Cette distinction a-t-elle, dans ce cas, de l'importance?
- Citer des cas où il faut distinguer le poids apparent du poids vrai.
- Pourquoi un aérostat a-t-il tendance à se dilater en cours d'ascension?
- Pourquoi la force ascensionnelle décroît-elle avec l'altitude atteinte par l'appareil?
- Un sphérique est-il complètement gonflé au départ? Pourquoi?

1. Calculer la poussée de l'air sur une bulle de savon de 10 cm de diamètre (poids spécifique de l'air : 0.0013 g/cm³).

2. Le ballon de la figure 125 a un volume extérieur de 1 litre; on le tare dans l'air, puis on l'immerge successivement dans l'hydrogène et dans le gaz carbonique; calculer la surcharge qu'il faut placer dans l'un ou l'autre plateau pour rétablir l'équilibre après chaque immersion. (Poids spécifique de l'air : 1,3 mg/cm³; de H₂ : 0,1 mg/cm³; de CO₂ : 2 mg/cm³.)

3. Une bulle de savon, gonflée à l'air ordinaire, est plongée dans du gaz carbonique; sachant que son diamètre est 6 cm et que le CO₂ pèse 1 fois et demie plus que l'air à volume égal, calculez 1° son volume; 2° son poids (en négligeant l'enveloppe); 3° la poussée d'Archimède; 4° la force ascensionnelle (poids spécifique de l'air : 1,3 g/dm³).

4. Quelle erreur fait-on quand on confond le poids apparent et le poids réel du kilogramme étalon international? (poids spécifiques : 1° de l'air : 0,0013 g/cm³; 2° du platine iridié : 21,5 g/cm³).

5. Les deux sphères d'un baroscope ont pour volumes respectifs : 500 cm³ et 70 cm³; sachant que leurs bras de fléau sont égaux et qu'elles se font équilibre dans l'air, calculer de combien le poids de la plus grosse l'emporte sur l'autre quand elles sont dans le vide (poids spécifique de l'air : 0,0013 g/cm³).

6. En pesant par simple pesée avec une balance juste une bille de billard en ivoire, on trouve que son poids est 80 g; sachant que les poids spécifiques sont : 2 g/cm³ pour l'ivoire, 8 g/cm³ pour les poids marqués et 0,0013 g/cm³ pour l'air, calculer le poids réel de cette bille.

7. Une « saucisse » de protection a un volume de 1.000 m³; elle est gonflée à l'hydrogène (poids spécifique $\approx$ 0,1 g/dm³) et emporte un poids total (hydrogène non compris) de 500 kg; calculez sa force ascensionnelle F.

8. Un ballon sphérique de 1.500 m³ pèse, avec nacelle et accessoires mais gaz non compris, 800 kg; calculez le nombre de passagers (de poids moyen 70 kg) que peut emporter cet aérostat avec une force ascensionnelle d'au moins 10 kg :

1° Quand il est gonflé à l'hydrogène (0,1 g/dm³);

2° Quand il est gonflé au gaz de ville (0,5 g/dm³).

ONZIÈME CHAPITRE

NOTION DE PRESSION APPLICATION AUX SOLIDES

53. Définition de la pression.

Sur du sable fin et bien sec, posons délicatement une brique sur l'une de ses faces moyennes : elle presse le sable de tout son poids et sous l'action de cette *force pressante* F , la surface du sable se déforme (fig. 130 a).

La même brique, posée à plat, s'enfonce moins; pourtant, la force pressante est la même : mais la *surface pressée* est plus grande (fig. 130-b).

Enfin, si nous augmentons la force pressante (poids de deux briques) sans changer la surface pressée, la déformation, au contraire, augmente (fig. 130-c).

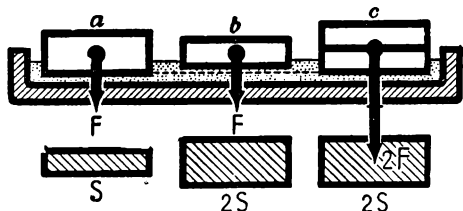


FIG. 130. — La déformation due à une force varie comme le rapport $\frac{F}{S}$ de la force pressante à la surface pressée.

Pour caractériser cette action déformante, d'autant plus grande que la force pressante est plus *grande* et que la surface pressée est plus *petite*, on emploie une grandeur nouvelle : la *pression*.

Par définition, la pression a pour mesure le quotient de l'intensité F de la force pressante par l'aire S de la surface pressée.

$$p = \frac{F}{S}$$

Ainsi définie, la pression p augmente si F augmente, et si S diminue.

54. Unités de pression.

Cette formule de la pression fait dériver les unités de pression des unités de force et des unités de surface.

Par exemples : 1° Si F s'exprime en kg et S en cm^2 , la pression s'exprimera en *kilogrammes par cm^2* :

Le kilogramme par centimètre carré (kg/cm^2) est la pression produite par une force de 1 kg répartissant son action sur une surface de 1 cm^2 .

2° Si F s'exprime en grammes et S en cm^2 , la pression s'exprimera en **grammes par cm^2** (g/cm^2).

Puisque 1 kg = 1.000 g, on a évidemment :

$$1 \text{ kg}/\text{cm}^2 = 1.000 \text{ g}/\text{cm}^2$$

3° Si F s'exprime en dynes et S en cm^2 , la pression s'exprime en **baryes** :

La barye est la pression produite par une force de 1 dyne répartissant son action sur 1 cm^2 .

Puisque la dyne ne vaut que la 981.000^e partie du kg (ou la 981^e partie du gramme), la barye est une pression très faible; aussi utilise-t-on souvent son multiple, le **bar**, qui vaut 1 million de baryes.

Comme 981.000 est voisin de 1.000.000, on peut écrire :

$$1 \text{ kg}/\text{cm}^2 = 981.000 \text{ baryes} \approx 1 \text{ bar.}$$

4° Nous verrons bientôt que l'on exprime aussi des pressions en *centimètres* (ou *millimètres*) de mercure ou en *atmosphères*.

Exemple numérique. — Supposons que chaque brique de la figure 130 pèse 2.500 g; sachant que les dimensions de ces briques sont 22 cm, 11 cm et 5,5 cm, calculons les pressions subies par le sable dans les 3 cas : a, b et c.

Cas a : { force pressante = poids d'une brique = 2.500 g;
surface pressée = $22 \times 5,5 = 121 \text{ cm}^2$;

$$\text{Pression : } p = \frac{F}{S} = \frac{2.500}{121} \approx 21 \text{ g}/\text{cm}^2.$$

Cas b : { force pressante = 2.500 g;
surface pressée = $22 \times 11 = 242 \text{ cm}^2$;

$$\text{Pression : } p = \frac{F}{S} = \frac{2.500}{242} \approx 10,5 \text{ g}/\text{cm}^2.$$

Cas c : { force pressante = poids de 2 briques = 5.000 g;
surface pressée = $22 \times 11 = 242 \text{ cm}^2$.

$$\text{Pression : } p = \frac{F}{S} = \frac{5.000}{242} \approx 21 \text{ g}/\text{cm}^2.$$

En kg/cm^2 , ces pressions s'exprimeraient par : { a et c : 0,021 kg/cm^2 ;
b : 0,0105 kg/cm^2 .

55. Caractères de la transmission des pressions par les solides.

Transmettons au sable le poids d'un corps lourd, par l'intermédiaire d'un tronc de cône dont nous négligeons le poids (fig. 131) :

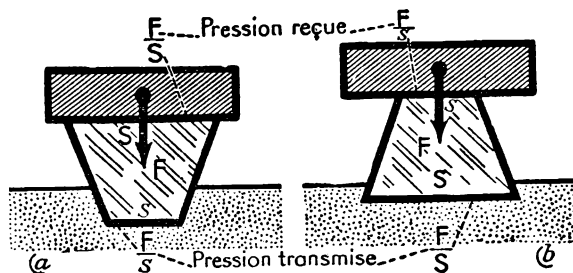


FIG. 131.

Le tronc de cône modifie la pression qu'il transmet.

1^o Quelle que soit la surface de contact S ou s , **le solide transmet au sable la force F sans la modifier;**

2^o Par contre, en a , le tronc de cône transmet au sable une pression $\frac{F}{s}$ plus

grande que la pression $\frac{F}{S}$ qu'il subit lui-même, alors que c'est le contraire en b : **la pression transmise par le solide n'est pas égale à celle qu'il reçoit.**

Ainsi, tout au moins dans certains cas, un solide peut transmettre *intégralement* à un autre solide la force qui lui est appliquée; mais quand cette force est une *force pressante*, la pression transmise par le solide n'a pas sa valeur conservée.

56. Applications.

a) Pour déformer un corps avec facilité, on peut décupler l'action d'une force en réduisant la surface de contact sur laquelle son action se répartit.

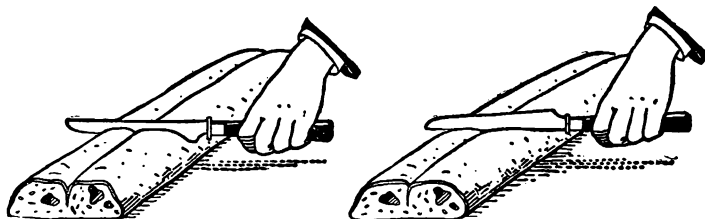


FIG. 132. — Le couteau pénètre facilement dans la miche de pain lorsqu'on fait agir la force musculaire sur le tranchant de la lame; par contre, la déformation obtenue quand cette action se trouve répartie sur le dos de la lame reste minime et ne suffit pas à provoquer la rupture de la croûte

Ainsi, pour percer ou couper un corps, on agit sur lui par l'intermédiaire d'une *pointe* ou d'une *lame* (fig. 132).

Avec des *pincres coupantes* ou des *cisailles*, la pression exercée par les « mâchoires » de l'instrument sur le corps à sectionner peut atteindre une valeur énorme, à la fois parce que la surface pressée est réduite et que la force pressante est multipliée par le jeu d'un levier double (fig. 133).



FIG. 133. — Sectionnement d'un clou à l'aide de pincres coupantes.

b) Pour éviter, au contraire, des déformations gênantes ou nuisibles, on

réduit la pression en répartissant l'effort sur une grande surface.

Les statues pesantes, les hautes colonnes reposent sur le sol par l'intermédiaire d'un large socle.

La surface de base des fondations d'un immeuble dépend de la résistance du terrain sur lequel on construit et du poids des murs qu'elles doivent soutenir; la pression sur le sol doit être généralement voisine de 1 kg/cm^2 , et si le terrain est trop meuble pour supporter une telle pression, on bâtit sur des pilotis consolidés par du béton.

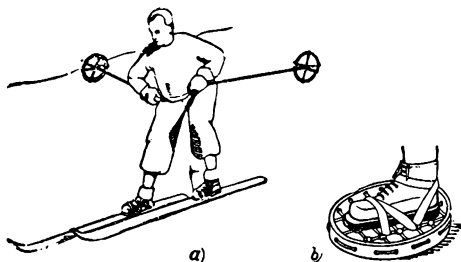


FIG. 134. — Skis (a) et raquette (b).

Les rails de chemin de fer, supportant d'énormes poids au passage d'un train, s'enfonceraient dans le sol si les pressions n'étaient diminuées par l'emploi de traverses nombreuses et bien larges augmentant considérablement la surface pressée.

De même, nos pieds doivent être munis de skis ou de raquettes (fig. 134) quand nous voulons progresser sur la neige sans la pénétrer, et c'est pour la même raison que les véhicules destinés aux terrains meubles (dunes, terres labourées, neige) sont garnis de roues jumelées à gros pneus, ou de chenilles.

RÉSUMÉ

Pour caractériser l'action d'une force pressante qui est d'autant plus grande que cette force est plus intense et que la surface pressée est plus petite, on se sert d'une grandeur nouvelle : la *pression*; par définition, la pression est égale au quotient de la force pressante par la surface pressée :

$$p = \frac{F}{S}$$

Les unités usuelles de pression sont le kg/cm^2 et le g/cm^2 .

Les solides peuvent transmettre intégralement une force pressante, mais modifier la pression qui en résulte.

Pour accentuer l'effet d'une force pressante, on réduit la surface pressée (pointes des aiguilles et des clous; tranchant des couteaux et des outils coupants); au contraire, pour diminuer l'action déformante d'une force pressante, on répartit son action sur une grande surface (fondations, traverses de chemins de fer, skis, etc...)

QUESTIONS ET EXERCICES

- Quelle différence fait-on entre *force pressante* et *pression*?
- Quelle formule résume la définition de la pression?
- Comment se construisent les *unités de pression*?
- Quelles relations existe-t-il entre les *unités* usuelles de pression?
- Peut-on obtenir une forte pression avec une faible force? Exemples.
- Comment peut-on couper facilement une motte de beurre ou un pain de savon?
- Peut-on réduire l'effet déformant d'une force pressante? Exemples.
- Est-il commode de porter un paquet lourd par l'intermédiaire d'une ficelle?

1. Une statue et son socle pèsent 10 tonnes; le socle repose sur le sol par une surface de 2 m^2 : quelle est la pression subie par le sol? (en kg/cm^2 et en g/cm^2).

2. On établit sur une terrasse une couche de terre de 60 cm pesant 1.400 kg par m^2 ; quelle est la pression exercée par la terre sur la terrasse?

3. Une maison pèse 100 tonnes; quelle doit être la surface totale des fondations en béton pour que la pression exercée sur le sol soit de 1 kg/cm^2 ?

4. Un homme de 70 kg repose sur des skis dont la surface de contact avec la neige est, pour chacun d'eux, un rectangle de $0,5 \text{ dm} \times 20 \text{ dm}$; quelle est la pression subie par la neige? Quelle serait cette pression si les skis n'existaient pas? (Évaluer soi-même la surface de contact avec la neige dans ce dernier cas.)

5. La pression d'un vent assez fort est de 10 kg/m^2 ; calculez cette pression en kg/cm^2 et en g/cm^2 ; quelle est la force qui pousse une voile placée normalement à ce vent et dont la surface totale est 20 m^2 ?

6. Un tronc de cône dont les bases ont pour rayons respectivement 5 et 12 cm pèse $1,5 \text{ kg}$ et repose sur un plan horizontal; sur le cercle supérieur est déposée une charge de 10 kg qui presse toute la surface de ce cercle; calculer la force pressante transmise au plan horizontal, la pression subie et la pression exercée par le tronc de cône: 1° quand il repose par sa petite base; 2° quand il repose par sa grande base.

7. Une chaise de 5 kg repose sur le sol par 4 pieds dont les surfaces de contact ont 3 cm^2 ; calculer la pression subie par le sol quand la chaise porte une personne de 80 kg .

8. Quel est le poids total d'une automobile dont les pneus (que l'on suppose portant chacun le $1/4$ de la charge totale) sont gonflés à la pression de 2 kg/cm^2 et présentent avec le sol une surface de contact rectangulaire de 10 cm de large et 15 cm de long?

9. Quelle est, en baryes, l'expression d'une pression de 1 tonne/m^2 , en un lieu où le kg vaut 980.000 dynes ?

DOUZIÈME CHAPITRE

PRESSIIONS EXERCÉES PAR LES LIQUIDES

57. Existence de forces pressantes exercées par tout liquide en équilibre sur les surfaces solides qu'il baigne.

Si nous mettons le doigt sur un orifice percé dans la paroi d'un vase plein de liquide, nous constatons qu'il est *pressé*, c'est-à-dire que le liquide exerce sur lui une force pressante, de l'intérieur vers l'extérieur du vase.

Le doigt étant retiré, le

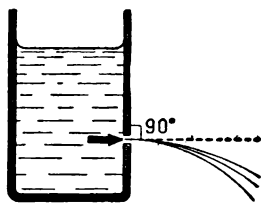


FIG. 135.

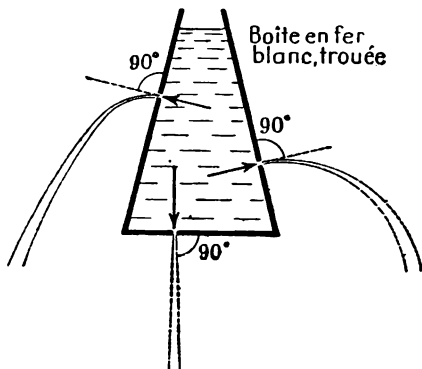


FIG. 136. — Les forces pressantes sont normales aux parois, quelle que soit l'orientation de celles-ci.

liquide jaillit hors du vase (fig. 135), et la direction initiale du jet est celle de la poussée que subissait le doigt : on constate que *cette direction est toujours normale* ⁽¹⁾ à la surface trouée, quelle que soit l'orientation de cette

(1) Perpendiculaire.

surface (fig. 136), et que cette surface appartienne au vase contenant le liquide ou à un corps immergé dans ce liquide (fig. 137 et 138).

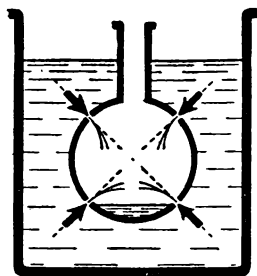


FIG. 137. — Forces pressantes sur les parois d'un corps immergé.

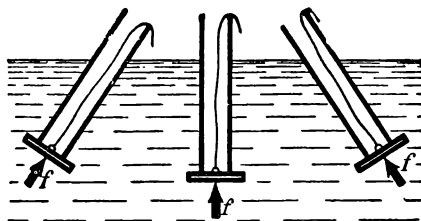


FIG. 138. — Tube à obturateur. L'obturateur ne tombe ni ne glisse, parce que la force pressante f due au liquide lui est toujours normale.

Ces expériences permettent donc d'affirmer que :

1° Les liquides exercent des forces pressantes sur toutes les surfaces solides en contact avec eux;

2° Ces forces pressantes sont normales aux surfaces pressées.

58. Définition de la pression exercée par un liquide.

a) **Pression en un point d'une paroi.** — Soit un point A , quelconque, d'une paroi baignée par un liquide au repos (fig. 139); découpons par la pensée une petite portion de surface autour de A : elle est poussée par une force pressante normale dont l'intensité f dépend du liquide, de l'aire s de cette petite portion de surface et de sa situation par rapport à la surface libre du liquide.

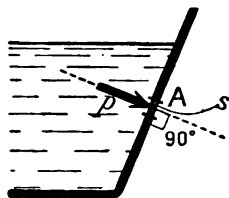


FIG. 139. — Représentation de la pression p en un point A d'une paroi.

On appelle **pression du liquide au point A** , le quotient :

$$p = \frac{\text{force pressante}}{\text{surface pressée}} = \frac{f}{s}$$

b) **Pression en un point à l'intérieur du liquide.** — Si l'on dispose une petite surface à l'intérieur du liquide, elle va être aussi pressée normalement par le liquide, et le quotient $p = \frac{f}{s}$ de la force pressante f qu'elle subit par la valeur s de son aire représentera encore la **pression du liquide**

au point de ce liquide où se trouve le centre de la petite surface.

Il est commode de prendre, pour petite surface pressée s , la membrane élastique qui ferme une **capsule manométrique**, c'est-à-dire une boîte métallique de dimensions réduites, dont l'intérieur communique avec un tube en U contenant un liquide coloré (fig. 140).

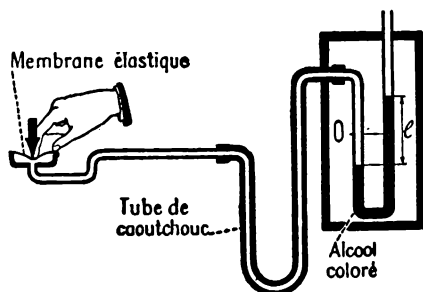


FIG. 140. — Capsule manométrique.

L'intérêt d'un tel appareil est de mettre en évidence toute force pressante venant déformer la membrane élastique : en effet, s'il y a pression sur la membrane, le liquide n'est plus au même niveau dans les deux branches du tube en U, et la dénivellation est d'autant

plus importante que la force déformante est plus intense.

59. Caractères des pressions exercées par un liquide.

1^o La pression en un point d'un liquide au repos ne dépend pas de l'orientation de la portion de surface pressée :

Si l'on fait tourner lentement la capsule manométrique sans changer la situation de centre M de la membrane élastique (fig. 141) on constate que la dénivellation h demeure constante; c'est la preuve que la force pressante f exercée par le liquide sur cette membrane ne change pas d'intensité quand elle change de direction; comme la surface pressée s de la membrane ne varie pas non plus, la **pression au point M**, égale au quotient $p = \frac{f}{s}$, demeure donc aussi constante quand varie l'orientation de la surface pressée.

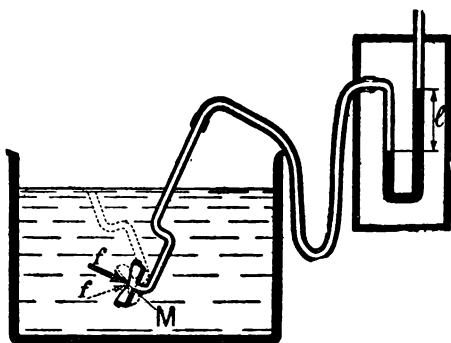


FIG. 141.

Pression en un point d'un liquide :
La dénivellation h ne change pas quand la membrane élastique tourne autour du point M.

2^o La pression est la même en tous les points d'un plan horizontal, car l'expérience montre que la dénivellation ne varie pas quand on déplace horizontalement la capsule manométrique (fig. 142).

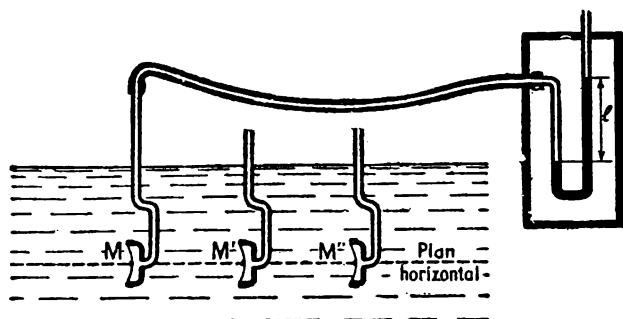


FIG. 142.

La pression est la même en tout point d'un plan horizontal.

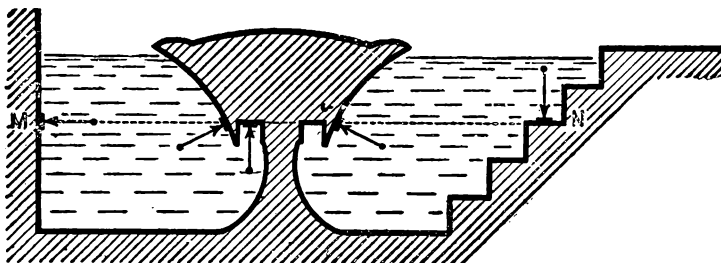


FIG. 143. — Dans un bassin contenant de l'eau tranquille, des petites portions de parois d'orientations quelconques, situées toutes à la même profondeur (niveau MN), sont pressées également.

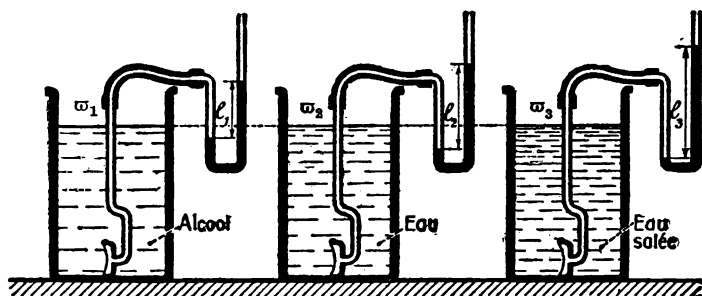


FIG. 145. — La pression augmente avec le poids spécifique du liquide; ici : $\varpi_1 < \varpi_2 < \varpi_3$, et l'on constate que : $h_1 < h_2 < h_3$.

Bien noter que cette égalité des pressions est vraie pour *tous* les points situés au même niveau, qu'ils soient intérieurs au liquide ou qu'ils appartiennent à des parois (fig. 143).

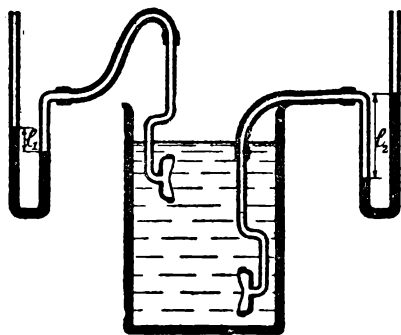


FIG. 144. — La pression en un point est d'autant plus grande que ce point est situé plus profondément.

3° La pression en un point d'un liquide dépend de la nature du liquide et de la situation du point par rapport à la surface libre; on vérifie en effet, avec la capsule manométrique, que :

— Dans le même liquide au repos, la pression augmente avec la profondeur (fig. 144).

— Dans des liquides différents, la pression en des points situés à la même profondeur est d'autant plus grande que le poids spécifique du liquide est plus grand (fig. 145).

60. Principe fondamental de l'Hydrostatique (1).

Ces expériences ne permettent pas de savoir avec une précision suffisante de combien varie la pression quand, dans un liquide donné, la profondeur augmente d'une valeur déterminée.

Pour évaluer cette variation de pression, on applique une loi que les physiciens démontrent mais que nous admettrons en principe :

La différence de pression entre deux points quelconques d'un liquide au repos est numériquement égale au poids d'une colonne verticale de liquide ayant pour base 1 unité de surface et pour hauteur la distance h des plans horizontaux passant par les deux points considérés.

Ainsi, M et N étant deux points quelconques d'un liquide de poids spécifique ϖ (fig. 146), la différence de pression $p_N - p_M$ est numériquement égale au poids d'une étroite colonne de liquide de base 1 cm^2 et de hauteur $h \text{ cm}$.

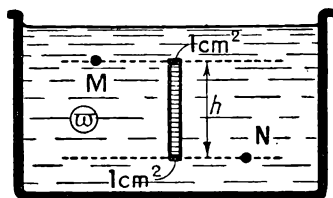


FIG. 146. — Différence des pressions en deux points M et N d'un liquide au repos :

$$p_N - p_M = \varpi h$$

(1) L'Hydrostatique est la partie de la Physique qui traite des propriétés des liquides au repos.

Le volume de cette colonne est :

$$v = \text{base} \times \text{hauteur} = 1 \times h = h \text{ cm}^3;$$

Et son poids vaut :

$$\text{poids} = \text{poids spécifique} \times \text{volume} = \omega h;$$

D'où, d'après le principe fondamental :

$$p_N - p_M = \omega h \text{ g/cm}^2 \quad (1)$$

Exemples numériques. — 1° *Différence des pressions en des points M et N situés dans l'eau sur des plans horizontaux distants de 20 cm :*

Appliquons la formule fondamentale de l'hydrostatique :

$$p_N - p_M = \omega h;$$

Or, $\omega = 1 \text{ g/cm}^3$ et $h = 20 \text{ cm}$; d'où :

$$p_N - p_M = 1 \times 20 = 20 \text{ g/cm}^2.$$

Ainsi, dans l'eau, une différence de pression s'exprime, en grammes par centimètre carré, par le même nombre que la hauteur correspondante mesurée en centimètres.

2° *Dans le mercure, quelle est la variation de pression qui correspond à la même dénivellation?*

$p_N - p_M = \omega h$; or $\omega = 13,6 \text{ g/cm}^3$ et $h = 20 \text{ cm}$; d'où :

$$p_N - p_M = 13,6 \times 20 = 272 \text{ g/cm}^2.$$

La variation de pression est 13,6 fois plus forte que dans l'eau parce que la densité relative du mercure est 13,6.

61. Application : pression et poussée sur le fond horizontal d'un vase.

Considérons un vase à fond plat posé sur un plan horizontal et contenant un liquide de poids spécifique ω (fig. 147) : cherchons la force pressante F , due au liquide, qui tend à décoller le fond AB de surface S .

a) En tout point de la surface libre $A'B'$, la pression due au liquide est nulle; or, d'après le principe fondamental, l'augmentation de pression, quand on passe du niveau $A'B'$ au niveau AB , est mesurée par le produit ωh ; donc la pression exercée par le liquide en tout point du fond horizontal AB vaut (1) :

$$p = 0 + \omega h = \omega h \quad (2)$$

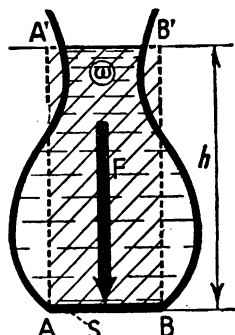


FIG. 147. — Poussée sur le fond horizontal du vase :

$$F = \omega h S$$

(1) C'est la pression due au liquide seul; en réalité la face supérieure du fond du vase est pressée beaucoup plus fortement parce que le liquide lui transmet en plus la pression de l'air atmosphérique qui baigne sa surface libre. Mais, comme la face inférieure du fond est pressée également et en sens inverse par l'air atmosphérique, tout se passe comme si le fond ne subissait que l'action du liquide.

Par exemple, si le liquide est de l'alcool (de poids spécifique $\varpi = 0,8 \text{ g/cm}^3$) et monte dans le vase à une hauteur $h = 15 \text{ cm}$, la pression exercée par le liquide en un point du fond vaudra :

$$p = \varpi h = 0,8 \times 15 = 12 \text{ g/cm}^2.$$

b) Dire que la pression due au liquide est $p \text{ g/cm}^2$ au niveau du fond, c'est dire que chaque cm^2 du fond est poussé par une force pressante d'intensité p grammes; comme la surface du fond mesure $S \text{ cm}^2$, l'ensemble du fond est poussé par une force F d'intensité S fois plus grande, donc égale à :

$$F = pS = \varpi hS \quad (3)$$

Par exemple, dans le cas ci-dessus, si la surface du fond mesure $S = 100 \text{ cm}^2$, la poussée F vaudra :

$$F = \varpi hS = 0,8 \times 15 \times 100 = 1.200 \text{ grammes.}$$

Paradoxe hydrostatique.

Reprenons l'expression de la poussée F sur le fond horizontal d'un vase :

$$F = \varpi hS.$$

Le produit hS mesure le volume de la colonne $ABB'A'$ (fig. 147); multiplié par le poids spécifique ϖ du liquide, il représente le poids d'une colonne $ABB'A'$ de liquide; donc :

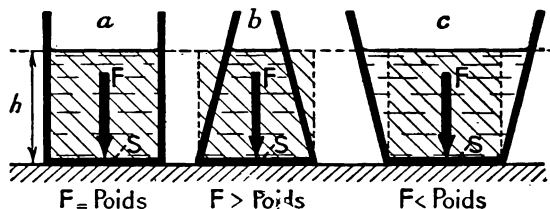


FIG. 148. — Paradoxe hydrostatique,

Les poids de liquide sont différents, mais les forces F sont égales parce que les vases ont même surface de fond et même hauteur de liquide.

La poussée exercée par un liquide sur le fond horizontal d'un vase est égale au poids d'une colonne de liquide ayant pour base ce fond et pour hauteur la distance du fond à la surface libre.

Il en résulte que si plusieurs vases contenant le même liquide ont même surface de fond et même hauteur de liquide (fig. 148), les poussées sur les fonds sont égales, bien que les poids de liquide contenus dans ces vases soient différents.

Cette propriété surprend, au premier abord; en particulier, le fait que la poussée sur le fond peut être supérieure au poids du liquide que contient le vase (fig. 148-b) semble paradoxal : c'est le *paradoxe hydrostatique*.

62. Transmission des pressions par les liquides; presse hydraulique.

On démontre en Hydrastatique une autre loi que l'on a coutume d'appeler **principe de Pascal** (1) :

Les liquides transmettent intégralement et en tous leurs points les variations de pression qu'ils subissent.

Cette transmission explique par exemple l'expérience que représente la figure 149.

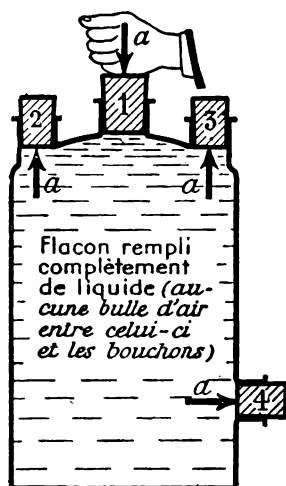


FIG. 149. — Tout accroissement (a) de pression infligé au liquide par suite de l'enfoncement du bouchon (1) est transmis intégralement aux autres bouchons, qui sautent tous les trois si leur serrage est à peu près équivalent.

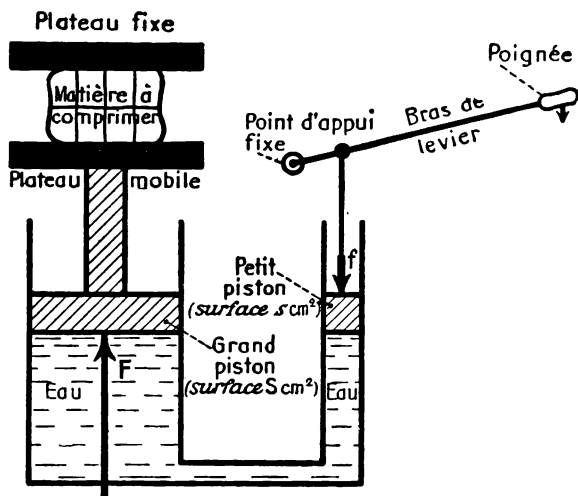


FIG. 150. — Coupe schématique d'une presse hydraulique. A l'action sur la poignée correspond une force pressante f s'exerçant sur un petit piston; il en résulte sur le grand piston une force :

$$F = f \times \frac{S}{s}$$

Elle trouve une application importante dans la **presse hydraulique** :

Supposons que par l'intermédiaire du levier de droite (fig. 150) on appuie sur le petit piston avec une force $f = 20 \text{ kg}$: si la section de ce piston est $s = 20 \text{ cm}^2$, l'eau va subir une augmentation de pression mesurée par :

$$\frac{f}{s} = \frac{20}{20} = 1 \text{ kg/cm}^2.$$

(1) *Pascal* fut un génial penseur français du XVII^e siècle; bien que de courte durée (1623-1662) sa vie fut illustrée cependant par de remarquables travaux de sciences et de philosophie.

Cette augmentation va se transmettre dans tout le liquide et en particulier au niveau du grand piston; chacun des cm^2 de la surface de ce piston baignée par le liquide sera donc poussé vers le haut par une force de 1 kg, et, si cette surface vaut :

$$S = 1.000 \text{ s} = 20.000 \text{ cm}^2.$$

Il en résultera une force totale verticale F , de bas en haut, égale à :

$$F = 1 \times 20.000 = 20.000 \text{ kg (20 tonnes)}.$$

Ainsi, la presse *hydraulique* peut être considérée comme un *levier liquide* multiplicateur de force; elle sert surtout à *compresser fortement des corps peu denses* tels que paille, foin, coton, pour diminuer leur encombrement, ou à *presser des fruits* (pommes, olives,...) et des graines oléagineuses, ou encore à *travailler certains métaux*, (fer, plomb,...).

RÉSUMÉ

Les liquides exercent des *forces pressantes* sur toutes les surfaces solides à leur contact; ces forces pressantes sont normales aux surfaces pressées. Avec une *capsule manométrique* on peut montrer que la pression en un point d'un liquide est indépendante de l'orientation de la petite surface pressée placée au point considéré; de plus, cette pression est la même en tous les points d'un plan horizontal, mais augmente en profondeur.

Le *principe fondamental de l'hydrostatique* dit que la différence de pression entre deux points quelconques du liquide est égale au poids d'une colonne de liquide ayant pour base une unité de surface et pour hauteur la dénivellation entre les points considérés : $p_M - p_N = \Delta h$.

On en déduit la *pression exercée par le liquide en un point du fond horizontal* de son vase ($p = \Delta h$) et la *poussée*, due au liquide, sur l'ensemble du fond ($F = \Delta h S$); on constate que cette poussée ne dépend pas du poids du liquide contenu dans le vase, ce qui peut paraître paradoxal au premier abord.

Les liquides transmettent *intégralement et en tous leurs points les variations de pression* qu'ils subissent (*principe de Pascal*); cette propriété trouve une application importante dans la *presse hydraulique*, qui constitue un *levier liquide multiplicateur de force*.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Citer des faits d'observation et des expériences qui montrent qu'un liquide *presse normalement* toute surface qu'il baigne.

— Comment se définit la pression en un point d'une paroi et en un point du liquide?

— Décrire une *capsule manométrique*.

— Une rondelle de papier mince, placée en un point d'un liquide, est-elle déchirée? Pourquoi?

— Peut-on représenter la pression en un point d'une paroi par un vecteur? Et la pression en un point du liquide?

— Comment sont les *surfaces de niveau* (surfaces dont tous les points subissent la même pression)?

— A partir du principe fondamental, montrer que la surface libre est plane et horizontale.

— Montrer de même que le même liquide, dans des vases communicants, monte partout également.

— Pourquoi les digues et les barrages sont-ils plus épais à leurs bases?

— Pourquoi les portes d'écluses sont-elles renforcées à la partie inférieure?

— Pourquoi les parois des scaphandres et les coques de sous-marins sont-elles très résistantes?

— Que signifie la formule $p = \omega h$ qui exprime la pression exercée sur un point du fond?

— Même question quant à la formule $F = \omega h S$ donnant la poussée sur le fond.

— Qu'entend-on par *paradoxe hydrostatique*?

— En pensant au fonctionnement d'une presse hydraulique, montrer que les liquides ne transmettent pas les pressions à la manière des solides.

1. Quelle est la pression exercée par l'eau de mer en un point situé à 300 mètres en dessous du niveau de la mer (densité de l'eau de mer : 1,02).

2. A quelle profondeur, dans l'eau d'un lac, la pression due au liquide vaut-elle 1 kg/cm²?

3. L'orifice que ferme la membrane élastique d'une capsule manométrique est un cercle de 2 cm de rayon; calculer la force pressante subie par cette membrane quand elle est horizontale, à 10 cm de la surface libre d'un liquide de densité $d = 0,9$.

4. L'obturateur de la figure 138 est un cercle de 6 cm de diamètre; calculer la pression au niveau de sa surface inférieure quand celle-ci est dans un plan horizontal situé à 18 cm de la surface libre de l'eau; préciser la direction, le sens et l'intensité de la poussée subie par cette face inférieure?

5. Dans un vase cylindrique vertical de base $S = 25$ cm², on verse 6,8 kg de mercure (densité 13,6) puis un volume x d'huile (densité 0,9); calculer x sachant que la pression en un point du fond, due aux deux liquides superposés, est $p = 276,5$ g/cm².

6. Le niveau de l'eau, dans un bassin d'alimentation en eau de ville, est à 40 mètres au-dessus du niveau d'un tuyau d'alimentation; si un trou circulaire de 8 mm de diamètre se formait dans ce tuyau, avec quelle force faudrait-il appuyer le pouce sur l'orifice pour empêcher l'eau de sortir?

7. Le fond d'un vase présente un orifice obturé par un bouchon de 1,5 cm de diamètre; calculer la poussée subie par le bouchon quand le vase contient de l'eau jusqu'à son orifice supérieur, situé à 20 cm au-dessus du fond;

On bouche l'orifice supérieur du vase par un autre bouchon traversé par un tube vertical de 8 mm de diamètre intérieur et de 2 m de hauteur; calculer le poids d'eau à ajouter pour porter la surface libre en haut du tube mince, et l'augmentation de poussée sur le bouchon inférieur qui en résulte; comparer ces deux résultats et expliquer.

8. Un vase parallélépipédique de base $B = 0,6 \times 0,2$ m² repose sur un plan horizontal; il contient un liquide de poids spécifique $\omega = 1,26$ g/cm³ jusqu'à 40 cm du fond. Calculer :

1° Le poids du liquide et la poussée sur le fond (exprimée en kg);

2° La pression au centre du volume liquide (en kg/cm^2);

3° La nouvelle valeur de la poussée sur le fond après addition d'une hauteur de 20 cm d'un liquide non miscible au premier et de poids spécifique 0,8 g/cm^3 .

9. Dans une petite presse hydraulique, le diamètre du petit piston est 1 cm et celui du grand piston est 20 cm; le rapport des bras du levier est 5, et la force exercée sur la poignée vaut 20 kg; calculer :

1° L'accroissement de pression et la force pressante subis par le grand piston;

2° Le déplacement du grand piston, sachant que la poignée s'abaisse verticalement de 50 cm.

TREIZIÈME CHAPITRE

PRESSIION DES GAZ. PRESSIION ATMOSPHÉRIQUE

A. — PRESSIION D'UN GAZ

63. Analogies avec les liquides : forces pressantes normales et pressions exercées par un gaz en équilibre.

Quand elle est gonflée, une vessie de ballon a sa membrane élastique *tendue* par suite des *forces pressantes* que le gaz exerce, de l'intérieur vers l'extérieur, sur toutes ses portions (fig. 151).

Si cette vessie est percée, un filet de gaz s'en échappe et l'on peut voir, par immersion dans l'eau claire, que le chapelet de bulles est, au voisinage du trou, *normal* à la paroi pressée; donc :

Un gaz exerce, sur toute portion de surface en contact avec lui, une force pressante normale à cette surface pressée.

Il en résulte que la *définition de la pression* en un point d'une paroi ou en un point intérieur (§ 58) s'applique aussi bien aux gaz en équilibre qu'aux liquides au repos.

De même, on peut montrer que *la pression exercée par un gaz en un de ses points est indépendante de l'orientation de la surface pressée.*

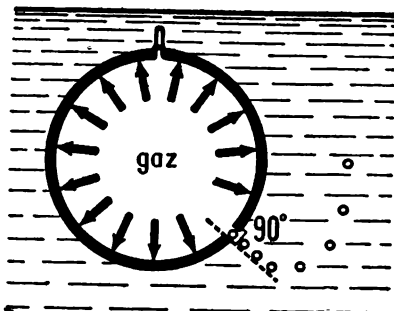


FIG. 151. — Le gaz presse normalement toutes les portions de la membrane élastique.

64. Différences avec les liquides; définition de la pression d'un gaz.

Par contre, nous avons fait remarquer que le poids spécifique des gaz est beaucoup plus faible que celui des liquides (celui de l'air ordinaire n'est que les 13/10.000 de celui de l'eau); c'est dire que dans un flacon plein de gaz, la cause des pressions exercées par le gaz est bien plus l'*expansibilité* du gaz que sa pesanteur, alors que c'est tout le contraire dans un vase plein de liquide.

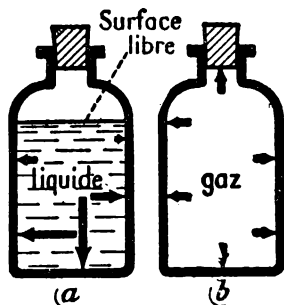


FIG. 152. — Comparaison des pressions exercées par un liquide et par un gaz :

- En a, le liquide a une surface libre; la pression croît en profondeur.
- En b, le gaz presse même sur le bouchon; la pression est la même partout.

65. Exemples de pressions gazeuses.

1^o Parce qu'un gaz est *compressible*, en faisant entrer plus ou moins de gaz dans un récipient donné, on peut faire varier sa pression à l'intérieur du récipient dans de larges limites; par exemple :

Dans les *pneumatiques* d'automobile, la pression de l'air est de l'ordre de quelques kg/cm^2 ; elle est un peu plus importante dans les *marteaux à air comprimé* dont la trépidation assourdissante couvre les bruits des chantiers de terrassement modernes.

La vapeur d'eau qui arrive dans les cylindres d'une locomotive peut exercer sur leurs pistons des pressions atteignant 30 kg/cm^2 , d'où le déplacement de ceux-ci, transmis aux roues motrices par les bielles.

L'hydrogène, l'oxygène, l'azote... dont les laboratoires se servent journellement, leur sont livrés dans des tubes d'acier où le gaz est comprimé à environ 150 kg/cm^2 .

Dans le canon d'un fusil ou l'âme d'une bouche à feu, la pression qu'exerce sur le culot de la balle ou de l'obus les gaz très chauds résultant de la décomposition extrêmement rapide de la poudre, atteint *plusieurs milliers de kg/cm^2* et peut lancer ces projectiles avec une vitesse initiale approchant 1.000 mètres à la seconde.

2^o Par ailleurs, il est également possible, grâce à l'*expansibilité* d'un gaz, de réduire sa pression à une valeur très faible :

Par exemple, dans les tubes colorés des *enseignes lumineuses*, se trouvent des gaz raréfiés (néon, vapeur de mercure...) dont la pression ne dépasse pas une dizaine de grammes par cm^2 .

Elle est bien plus faible encore dans les *lampes de T. S. F.* et les *tubes à rayons X* : on arrive même parfois à un *vide* si poussé, que la pression du gaz résiduel n'est pratiquement plus mesurable.

B. — PRESSIION ATMOSPHÉRIQUE

66. Mise en évidence de la pression atmosphérique.

L'énorme couche d'air qui entoure la terre et forme l'*atmosphère* au sein de laquelle nous vivons, exerce, comme tout autre fluide, des forces pressantes normales sur toutes les surfaces qu'elle baigne.

La valeur de la pression de l'air en un point de l'atmosphère est appelée la pression atmosphérique en ce point.

Nous verrons que cette pression, au voisinage du sol, est considérable, puisqu'elle vaut à peu près 1 kilogramme par centimètre carré : si une vitre, par exemple, ne se brise pas sous l'action de la poussée atmosphérique, c'est que ses deux faces sont également pressées.

Ceci suggère que l'on mettra en évidence les effets de la pression atmosphérique sur une surface, *en supprimant* (ou tout au moins raréfiant) l'air d'un seul côté de cette surface.

Premier groupe d'expériences : Remplissons d'eau complètement une éprouvette, obturons-la d'un papier assez fort, et retournons le tout comme

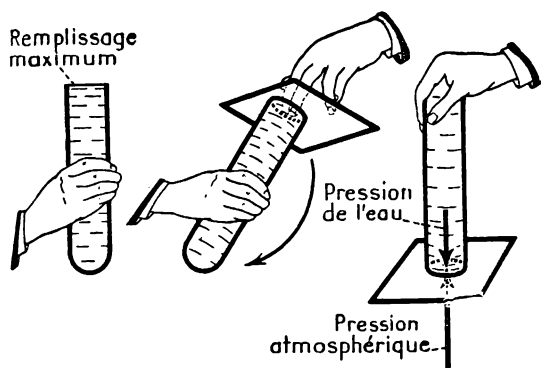


FIG. 153. — La pression atmosphérique, surpassant la pression de l'eau sur l'obturateur, maintient celui-ci étroitement appliqué contre l'éprouvette.

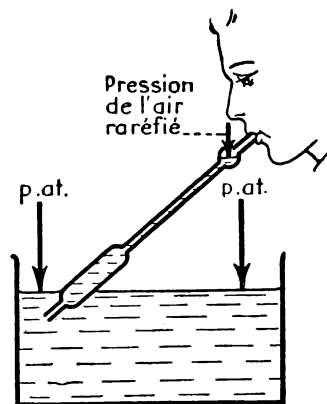


FIG. 154. — Ascension d'un liquide dans une pipette.

l'indique la figure 153 : le papier reste appliqué contre l'ouverture et l'eau ne tombe pas, retenue par l'air atmosphérique qui *presse normalement* la face inférieure du papier, quelle que soit d'ailleurs l'orientation de cette face.

En aspirant l'air d'une pipette, nous le raréfions au-dessus d'un liquide de la pipette (fig. 154) et la pression qu'il exerce sur ce liquide devient inférieure

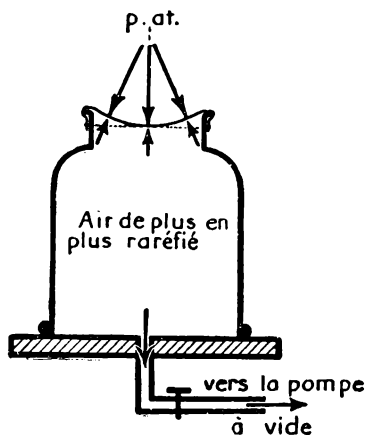


FIG. 155.

Expérience du crève-vessie.

La membrane élastique obturatrice se déforme sous l'action de la pression atmosphérique; la déformation augmente en même temps que la pression intérieure diminue par raréfaction de l'air de la cloche; la membrane éclate avec grand bruit quand le vide est assez poussé.

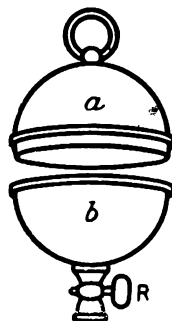


FIG. 156. — Hémisphères de Magdebourg. Les deux hémisphères *a* et *b*, s'appliquant exactement l'un contre l'autre, constituent une boîte sphérique hermétiquement close. Le robinet *R* permet d'y faire le vide à l'aide d'une machine pneumatique; quand cette opération est réalisée, il faudrait la force de plusieurs chevaux pour séparer les hémisphères, tant la pression atmosphérique les maintient étroitement collés; par contre, une faible traction suffit, quand le robinet est ouvert.

à la pression de l'air atmosphérique sur la surface libre de la cuve :

Ce déséquilibre de pressions entraîne immédiatement l'ascension du liquide dans la pipette.

Deuxième groupe d'expériences. — Si l'on dispose d'une pompe à faire le vide, on illustre mieux encore l'importance de la pression atmosphérique en réalisant des expériences connues depuis plusieurs siècles :

Expérience du crève-vessie (fig. 155);

Expérience des hémisphères de Magdebourg (fig. 156).

67. Mesure de la pression atmosphérique : expérience de Torricelli (1).

a) **Réalisation.** — Prenons un tube de verre très propre et bien desséché de 1 mètre de longueur environ et fermé à un bout; remplissons-le de mercure aussi pur que possible, bouchons-le fortement avec le doigt en veillant à ce qu'aucune bulle d'air ne s'introduise entre la peau et le liquide, et retournons-le sur une cuve à mercure.

Si nous retirons le doigt, *le mercure descend et le niveau supérieur du liquide se fixe à une certaine hauteur h au-dessus de la surface libre inférieure, voisine de 76 centimètres* (fig. 157). Il en résulte un espace vide entre le liquide et le fond du tube.

La dénivellation h reste constante quand on incline le tube, tout au moins jusqu'à ce que le mercure en touche le fond (fig. 158); de plus, *elle serait la même avec des tubes de sections et de formes quelconques* (fig. 159).

b) **Interprétation.** — Comme dans l'expérience du « verre renversé » (fig. 153), c'est encore la pression atmosphérique qui, transmise ici par le mercure de la cuvette, soutient le mercure du tube.

Appliquons le principe fondamental de l'hydrostatique :

1° *Au même niveau, en A, A' et B* (fig. 157), la pression est la même, et c'est précisément la *pression atmosphérique p_a* ;

2° Entre B et la surface libre supérieure, la différence de pression est ωh , ω étant le poids spécifique du mercure, et h la dénivellation mesurée suivant la verticale.

Comme la pression est nulle dans le vide, ωh représente la pression en B, donc la valeur de la pression atmosphérique; ainsi :

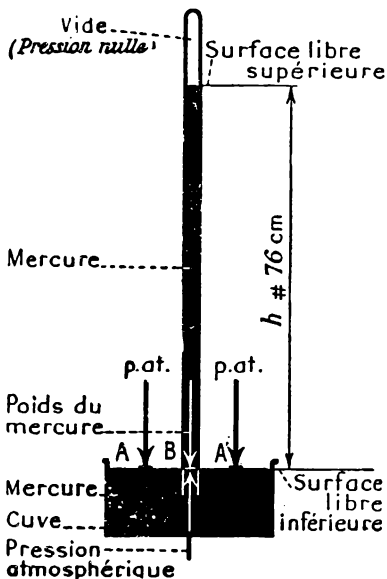


FIG. 157. — Expérience de Torricelli : sur le cm^3 placé en B, le poids de la colonne de mercure et la pression atmosphérique transmise par le liquide de la cuve s'équilibrent.

(1) Physicien italien du XVII^e siècle, élève du grand savant Galilée.

La pression atmosphérique est mesurée par le poids d'une colonne verticale de mercure ayant pour base 1 unité de

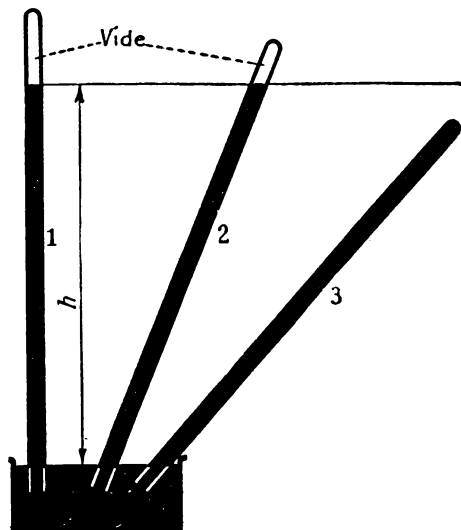


FIG. 158. — La dénivellation mercurielle est indépendante de l'inclinaison du tube.

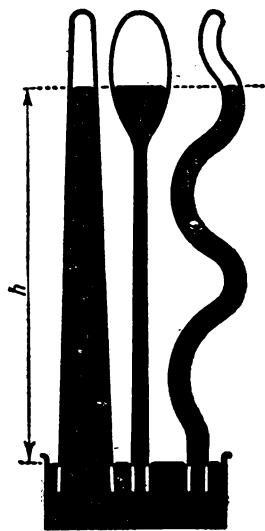


FIG. 159. — La hauteur mercurielle équilibrant la pression atmosphérique est indépendante de la forme du tube.

surface et pour hauteur la distance des niveaux du mercure dans le tube et dans la cuve.

$$p_a = \varpi h$$

c) **Expression numérique de la pression atmosphérique.** — Nous verrons que la dénivellation h dépend du moment et du lieu; mais au voisinage du niveau de la mer elle s'écarte peu de 76 cm.

On appelle **pression atmosphérique normale** la pression correspondant exactement à 76 cm de mercure; on la prend parfois comme unité de pression, que l'on appelle « une atmosphère »; calculons sa valeur, en prenant $\varpi = 13,6 \text{ g/cm}^3$ pour poids spécifique du mercure :

$$p = 1 \text{ atm.} = \varpi h = 13,6 \times 76 \approx 1.033 \text{ grammes par cm}^2$$

Nous constatons, conformément à ce que nous avons déjà signalé, que **l'atmosphère a une valeur voisine de 1 kilogramme par cm².**

En réalité, pour exprimer la valeur de la pression atmosphérique à partir

de l'expérience de Torricelli, on se contente généralement de donner la hauteur h du mercure en cm ou en mm; si, par exemple, la hauteur h vaut à un certain moment 765 mm, on dit que la *pression atmosphérique est de 765 millimètres de mercure*.

68. Variations de la pression atmosphérique.

a) **Variations dans le temps.** — L'atmosphère est le siège de perturbations incessantes dont l'une des conséquences est la variation continuelle de la pression en chacun de ses points.

Ces variations de la pression atmosphérique en un lieu donné sont d'assez faible amplitude et sont en relation avec le « temps » qu'il y fait : l'on a remarqué,

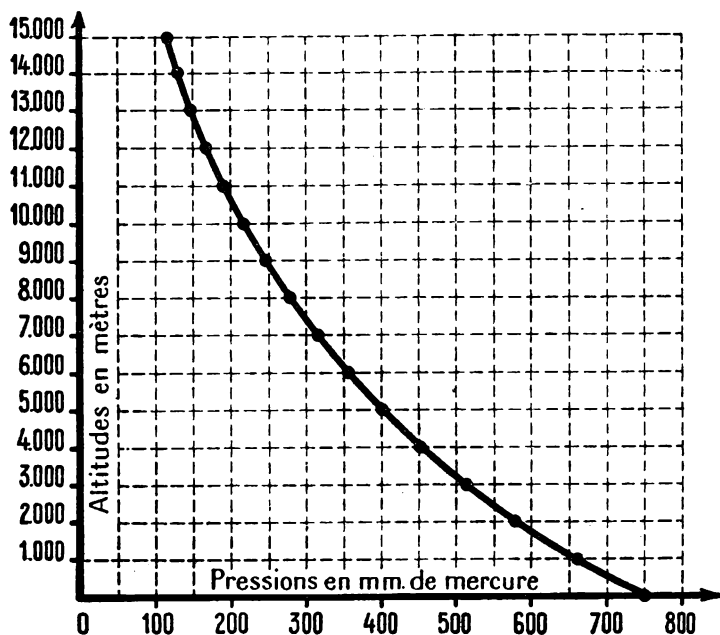


FIG. 160. — Courbe de correspondance des altitudes et des pressions.

par exemple, que le beau temps ne tardera pas ou continuera si la pression atmosphérique subit une *hausse lente et prolongée*, que la pluie fait au contraire suite à un *abaissement régulier* de la pression, et que de *brusques variations*, atteignant plusieurs millimètres de mercure par heure, sont signes d'orage ou de bourrasque

b) Variation de la pression en fonction de l'altitude.

Dans le cas particulier de l'air atmosphérique, la cause de la pression n'est pas l'expansibilité du gaz, mais la pesanteur des couches gazeuses successives qui forment cette énorme atmosphère dont l'épaisseur dépasse 100 km.

Par suite, comme dans un liquide, *la pression dans l'atmosphère diminue à mesure que l'on s'élève.*

Mais pour calculer la variation de pression qui correspond à une dénivellation h , on ne peut utiliser la formule de l'hydrostatique ($p_M - p_N = \omega h$) que si h ne dépasse pas quelques centaines de mètres;

Cette formule suppose en effet que le poids spécifique ω du fluide ne varie pas d'un bout à l'autre de la colonne de hauteur h : c'est vrai pour un liquide, qui est incompressible, mais ce n'est pas vrai pour un gaz dont le poids spécifique diminue en même temps que sa pression.

Pour une valeur de h petite devant l'épaisseur de l'atmosphère, la variation de pression est assez faible pour que l'on puisse négliger la variation du poids spécifique ω ; par contre, pour des dénivellations h importantes, il faut en tenir compte, ce qui complique les calculs et rend les résultats moins sûrs.

On a pu néanmoins calculer la *valeur approximative de la pression atmosphérique à diverses altitudes* : le graphique de la figure 160 rassemble les résultats de ce calcul.

Exercice numérique. — Calculons la hauteur h à laquelle il faut s'élever au-dessus du sol pour que la pression atmosphérique baisse d'un mm de mercure.

1 mm de mercure représente une diminution de pression de $1/760^e$ d'atmosphère, soit $\frac{1,033}{760} \approx 1,36 \text{ g/cm}^2$.

Comme il s'agit d'une petite variation de pression, h ne sera pas très grande et nous pouvons utiliser la formule de l'hydrostatique; d'où :

$$p' - p = h\omega = 1,36 \text{ g/cm}^2.$$

Or, $\omega \approx 0,0013 \text{ g/cm}^3$ (poids spécifique de l'air au sol);

$$\text{Donc : } h = \frac{p' - p}{\omega} = \frac{1,36}{0,0013} \approx 1.046 \text{ cm (environ 10,5 mètres).}$$

Ainsi, tant que la hauteur d'ascension ne dépasse pas quelques centaines de mètres au-dessus du niveau de la mer, *la pression atmosphérique diminue de 1 mm de mercure toutes les fois que l'on s'élève de 10,5 mètres.*

RÉSUMÉ

A. Comme un liquide, un gaz en équilibre exerce, sur toute portion de surface en contact avec lui, une force pressante normale à cette surface pressée; on peut donc aussi définir la pression exercée par un gaz en un de ses points et montrer qu'elle ne dépend pas de l'orientation de la surface pressée.

Mais, contrairement à un liquide, un gaz presse une paroi parce qu'elle fait échec à son expansibilité et cette pression est la même dans tout le vase : on l'appelle « la pression du gaz ».

Parce qu'un gaz est compressible et expansible, on peut faire varier sa pression dans de très larges limites, ce qui comporte de nombreuses applications (air comprimé, vapeur comprimée, gaz raréfiés ...).

B. L'air qui nous entoure presse lui aussi tous les corps qu'il baigne, d'où l'existence de la *pression atmosphérique* que l'on met en évidence grâce à des expériences simples (éprouvettes retournées, pipettes) ou particulièrement frappantes (crève-vessie, hémisphères de Magdebourg).

L'expérience de Torricelli permet la *mesure* de la pression atmosphérique en l'équilibrant par le poids d'une colonne de mercure, surmontée d'un espace *vide*, et dont la hauteur est toujours voisine de 76 cm.

La pression atmosphérique, étant due au *poids* des couches d'air qui constituent l'atmosphère, *décroit* quand l'altitude augmente. Elle subit d'ailleurs aussi, en un lieu donné, des variations liées aux changements de « temps ».

QUESTIONS ET EXERCICES

— Citer des faits d'observation et d'expérience qui montrent qu'un gaz *presse* normalement toute surface en contact avec lui.

— Comment définir la pression exercée par un gaz en un point?

— Montrer les différences que présentent liquides et gaz quant aux pressions qu'ils exercent à l'intérieur d'un flacon; expliquer.

— Peut-on parler de la *pression du liquide* dans un vase, comme on le fait pour un gaz?

— Qu'entend-on par *pression atmosphérique*?

— Peut-on la rendre sensible? à quelle condition? comment?

— Rappeler les propriétés des pressions exercées par les liquides expliquant pourquoi le tube de Torricelli peut avoir une *forme* et une *inclinaison* quelconques.

— Quand on répète l'expérience de Torricelli avec d'autres liquides, quelle relation vérifie-t-on entre les *hauteurs* des colonnes liquides et les *poids spécifiques* correspondants?

— Pourquoi la pression atmosphérique décroît-elle quand l'altitude augmente?

— A altitude fixe, la pression atmosphérique est-elle fixe? Expliquer.

1. La pression de l'hydrogène enfermé dans un tube d'acier est 150 kg/cm^2 ; calculer la force qui tend à décoller la paroi supérieure, sachant qu'elle est assimilable à un cercle de 16 cm de diamètre.

2. La vapeur arrive dans un cylindre de locomotive à la pression de 18 kg/cm^2 ; quelle doit être la surface du piston pour qu'il soit poussé par une force pressante de 2 tonnes?

3. Calculer la valeur (en kg) de la poussée atmosphérique qui s'exercerait sur une vitre de $10 \text{ dm} \times 5 \text{ dm}$ si le vide existait sur l'une de ses faces (la pression de l'air vaut sensiblement 1 atmosphère).

4. L'un des hémisphères de Magdebourg étant fixé et le vide étant réalisé à l'intérieur, calculer la force qu'il faut appliquer à l'anneau du second hémisphère

pour obtenir le décollement. (On démontre que la poussée atmosphérique sur un hémisphère est égale à la poussée sur un cercle de même diamètre que cet hémisphère; prendre 20 cm pour diamètre des hémisphères).

5. On refait l'expérience de Torricelli avec de l'acide sulfurique (poids spécifique 1,8 g/cm³); quelle sera la hauteur de la colonne liquide si la pression atmosphérique du moment correspond à 765 mm de mercure (poids spécifique : 13,6 g/cm³).

6. En aspirant l'air d'une pipette, on fait monter l'eau d'une hauteur verticale de 20 cm; quelle est la pression de l'air qui surmonte le niveau supérieur du liquide dans la pipette? (poids spécifique de l'eau : 1 g/cm³; pression atmosphérique du moment : 1 kg/cm²).

7. Sur une haute montagne, un tube de Torricelli indique 465 mm de mercure; quelle est la valeur correspondante de la pression atmosphérique en atmosphère et en kg/cm²?

8. On a noté, dans une station météorologique donnée, les valeurs suivantes de la pression atmosphérique (en mm de mercure) :

Mercredi								Jeudi					
6 h.	8 h.	10 h.	12 h.	14 h.	16 h.	18 h.	20 h.	4 h.	6 h.	8 h.	10 h.	12 h.	14 h.
748	750	751	752	755	758	762	761	743	741	742	745	749	750

Tracer la *courbe* approximative des variations de la pression en fonction du temps (se servir de papier millimétrique).

Dire quelles sont, à peu près, les heures pour lesquelles : 1° la pression est passée par un maximum; 2° la pression est passée par un minimum; 3° la pression était normale.

9. La tour Saint-Jacques ayant 50 m de hauteur, de combien la hauteur mercurielle du tube de Torricelli varie-t-elle quand on en fait l'ascension? Et si l'expérience est faite avec un tube plein de vin? (Expériences de Pascal en 1648) (on admettra que le poids spécifique du vin est sensiblement celui de l'eau.)

10. La pression atmosphérique est, à un certain moment, $H = 765$ mm au pied de la tour Eiffel; quelle est, au même moment, l'indication fournie par un tube de Torricelli placé au sommet? (La hauteur de la tour Eiffel est 300 m; le poids spécifique moyen de l'air atmosphérique est 1,25 g/dm³.)

11. En répétant l'expérience de Torricelli sur la pression atmosphérique la colonne de mercure s'arrête à une hauteur de 75 centimètres.

La cuve à mercure et le tube de Torricelli sont alors placés au fond d'un bassin plein d'eau. La distance verticale qui sépare le niveau du mercure dans la cuve de la surface libre du bassin est de 68 centimètres. A quelle hauteur s'arrêtera la colonne mercurielle? Densité du mercure 13.6 g/cm³. (B. E.).

BAROMÈTRES ET MANOMÈTRES

Nous nous proposons d'étudier les principaux types d'appareils destinés à la mesure des pressions exercées par les fluides.

Certains d'entre eux sont spécialement conçus pour mesurer la *pression atmosphérique* : ce sont les **baromètres**;

D'autres permettent la mesure de pressions très diverses : on les appelle des **manomètres**.

A. — BAROMÈTRES

69. Baromètres à mercure.

Les baromètres à mercure dérivent tous du dispositif de Torricelli; des modifications de détail ont surtout pour but de rendre commode la mesure de la dénivellation h du mercure, que l'on désigne habituellement par *hauteur barométrique*.

La figure 161 représente un type assez courant de baromètre à mercure : la cuvette étant beaucoup plus large que le tube, un déplacement du niveau supérieur de quelques millimètres n'entraîne qu'une variation très faible du niveau inférieur, de l'ordre, par exemple, du dixième de mm; on néglige cette variation et l'on admet que *la surface libre dans la cuvette passe toujours par le zéro de la graduation millimétrique G*.

Dans certains laboratoires où des expériences et des mesures précises exigent à tout moment la connaissance aussi exacte que possible de la pression atmosphérique, on utilise de préférence un **baromètre normal** du type représenté par la figure 162.

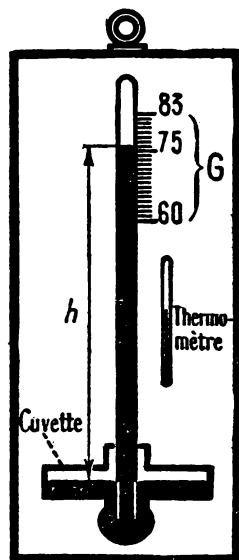


FIG. 161.
Baromètre à cuvette.

Le tube doit être bien vertical au moment de la lecture de la hauteur barométrique h ; ce baromètre peut donner la pression atmosphérique à quelques dixièmes de mm de mercure près.

Les réservoirs *A*, *B*, *C*, communiquant par la base, ont leurs surfaces libres dans le même plan horizontal et constituent, en quelque sorte, la cuve à mercure d'un appareil de Torricelli, dont le tube serait la partie *DE*.

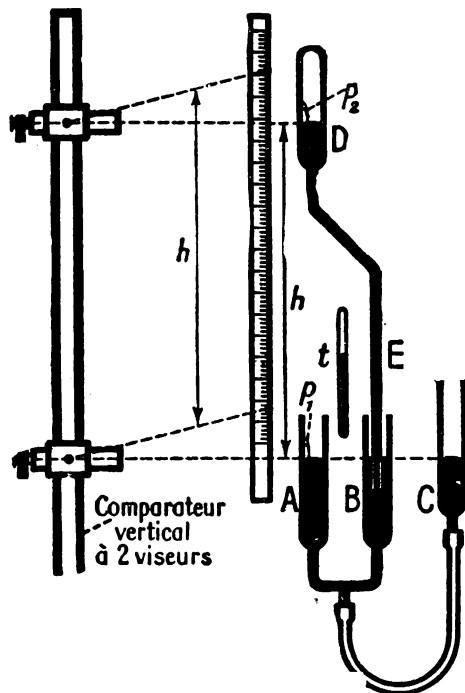


FIG. 162. — Baromètre normal de précision.

Le diamètre des tubes *A* et *D*, où se forment les surfaces libres dont on mesure la dénivellation *h*, dépasse 2 cm; des tubes plus fins entraîneraient une « erreur de capillarité » due au fait que le mercure ne mouille pas le verre et se déprime à son contact.

En faisant les mesures et les corrections avec beaucoup de soin on peut cependant arriver à la connaissance de la pression atmosphérique du moment à moins de 1/100 de mm près.

Le baromètre à mercure est un instrument *précis*, s'il est associé à un bon dispositif de mesure de hauteurs; de plus, il est *fidèle*, faisant toujours correspondre le même nombre à la même valeur de la pression atmosphérique.

Les tubes *A* et *D*, à l'aplomb vertical l'un de l'autre, possèdent une pointe d'émail ou de verre noir soudée à la paroi intérieure; en levant ou baissant plus ou moins le réservoir mobile *C* on amène le niveau inférieur de mercure à l'affleurement de la pointe *p*₁; on fait de même pour le niveau supérieur et la pointe *p*₂ en déplaçant verticalement le tube *E* dans le réservoir *B*.

La mesure de la hauteur barométrique *h* se fait à l'aide d'un comparateur vertical à deux viseurs (1); on déplace les viseurs le long de leur colonne et les immobilise quand les deux lignes de visées passent respectivement par les pointes *p*₁ et *p*₂, puis on fait tourner légèrement la colonne du comparateur autour de son axe vertical pour que les lignes de visées rencontrent la graduation d'une règle métallique verticale.

Il suffit alors de lire au travers des viseurs les divisions de la règle rencontrées par les lignes de visées : la hauteur *h* est égale à la différence de ces deux lectures.

Cette mesure est entachée d'erreurs, principalement parce que le poids spécifique du mercure et aussi la longueur de la règle métallique varient un peu avec la température de la salle.

(1) Un viseur est un instrument d'optique intermédiaire entre une lunette et un microscope; il permet l'observation à petites et moyennes distances.

Par contre, *ce n'est pas un instrument très sensible*, car de faibles variations de la pression atmosphérique n'entraînent que des déplacements très faibles du niveau supérieur du mercure; enfin, le mercure étant un liquide très *dense* et très *mobile*, le baromètre à mercure est *difficilement transportable* si bien qu'il n'est plus maintenant qu'un *instrument de laboratoire, destiné aux mesures précises et à la graduation des baromètres métalliques*.

70. Baromètre métallique.

a) L'organe principal d'un tel baromètre est une boîte métallique où l'on a fait le vide; elle est fermée hermétiquement par un couvercle d'acier ou de laiton, mince et ondulé pour être très flexible, et dont l'élasticité est aussi parfaite que possible.

Sous l'action de la pression atmosphérique p , la surface S de ce couvercle est soumise à une force pressante $P = pS$ qui peut atteindre plusieurs dizaines de kilogrammes :

Par exemple, s'il s'agit d'une boîte ronde d'environ 8 cm de diamètre, S (1) vaut à peu près 50 cm^2 , et comme la pression atmosphérique p est peu différente de 1 kg/cm^2 , la force qui tend à écraser le couvercle est de l'ordre de :

$$P = pS = 1 \times 50 = 50 \text{ Kg.}$$

Pour éviter cet écrasement, on oppose à la force pressante P la force élastique d'un solide ressort souvent placé à l'intérieur de la boîte (fig. 163).

Le point A s'abaisse ou s'élève suivant que la pression atmosphérique augmente ou diminue; ce mouvement est amplifié par un jeu de leviers avant d'être transmis à une longue aiguille indicatrice qui se déplace devant un cadran; on gradue celui-ci en millimètres de mercure, par comparaison avec un baromètre à mercure.

b) Il faut remarquer qu'un baromètre métallique s'apparente aux dynamomètres; comme ceux-ci, il permet la mesure d'une force (ici la force pressante P) grâce à la déformation que cette force fait subir à un corps élastique; le baromètre métallique a donc les qualités et les défauts de ces appareils :

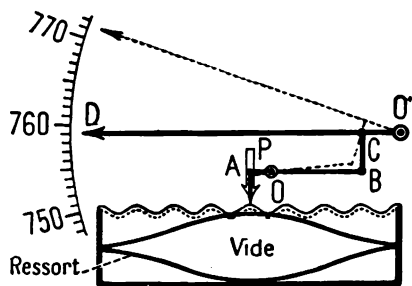


FIG. 163.

Principe d'un baromètre métallique.

La figure montre en pointillé comment l'aiguille se déplace quand la pression atmosphérique augmente.

(1) S doit être mesurée comme s'il s'agissait d'une surface plane ayant même contour que la surface ondulée.

a) Il est **commode** étant robuste, transportable, et d'une grande simplicité d'emploi (une mesure de pression atmosphérique étant ramenée à une *simple lecture*).

b) Il peut être rendu très **sensible**, si l'on perfectionne les leviers (ou les engrenages) qui amplifient les déformations du couvercle élastique; on arrive, par exemple, à obtenir un déplacement appréciable de l'aiguille pour une variation de la pression inférieure à 1/10 de mm de mercure.

c) Par contre, **il manque de fidélité**, l'élasticité du couvercle flexible et celle du ressort antagoniste étant sujettes à des modifications dans le temps; à la longue l'appareil cesse d'être juste et il faut, de temps à autre, vérifier sa graduation en comparant ses indications à celles d'un baromètre à mercure.

71. Baromètre enregistreur (ou barographe).

a) Supposons que la pointe de l'aiguille indicatrice d'un baromètre métallique soit enduite d'encre et appuie sur une feuille de papier animée d'un mouvement uniforme (vitesse constante) : si la pression atmosphérique était invariable, l'aiguille demeurerait immobile et nous obtiendrions une droite horizontale sur le papier.

Comme la pression varie légèrement d'un moment à un autre en un lieu donné, nous obtenons en réalité *une ligne capricieuse, reproduisant fidèlement*

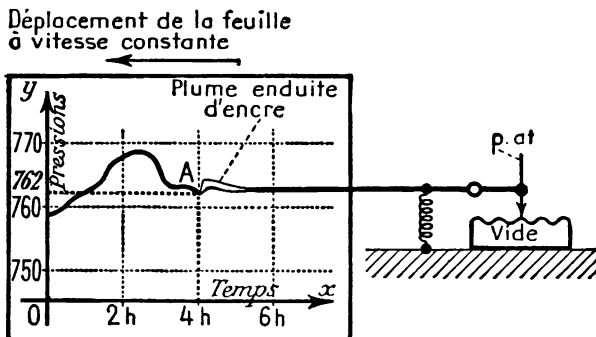


FIG. 164. — Principe de l'enregistrement de la pression atmosphérique. L'axe oy est gradué « en pressions » par comparaison avec un baromètre normal; l'axe ox est gradué « en temps » par comparaison avec une montre. Dans l'exemple ci-dessus, la plume vient de marquer le point A : il est 4 heures et la pression vaut 762 mm de mercure.

les variations que subit la pression atmosphérique à mesure que le temps s'écoule. Nous enregistrons ainsi les variations de la pression en fonction du temps et le graphique obtenu (fig. 164) nous renseigne immédiatement sur les valeurs de la pression atmosphérique à des instants quelconques précédant l'instant présent.

b) La figure 165 donne le principe de l'un de ces barographes courants

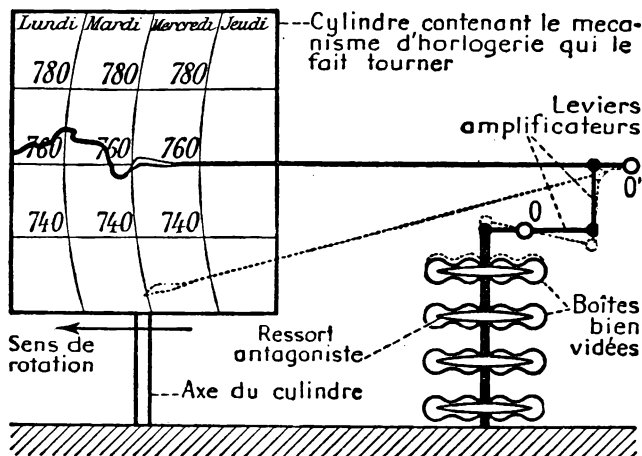


FIG. 165.

Principe du barographe Richard. (Si la pression atmosphérique décroît, l'aiguille s'incline vers le bas comme l'indiquent les pointillés.)

dont disposent les plus modestes stations météorologiques.

La partie qui subit les déformations élastiques du fait de la pression atmosphérique est constituée par une pile de petites boîtes à parois ondulées,

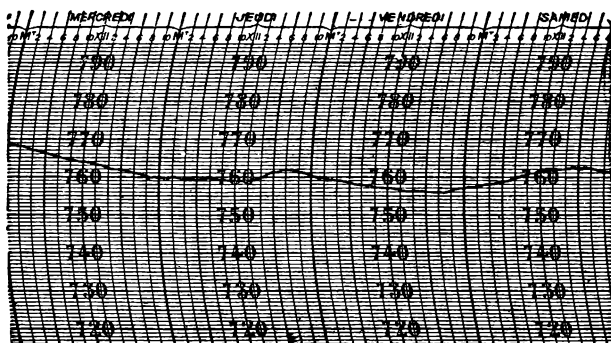


FIG. 166 — Réduction d'un graphique obtenu avec un barographe.

vissées les unes sur les autres. bien vidées, et armées intérieurement d'un ressort antagoniste.

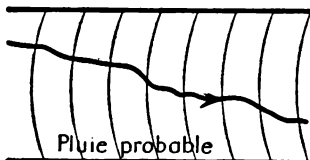
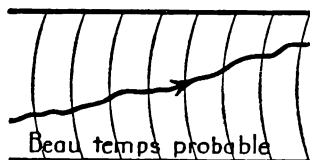
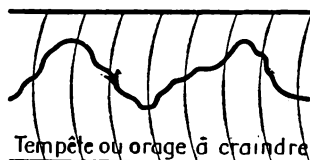
Leurs déformations verticales s'ajoutent (d'où un accroissement de la sensibilité) et sont transmises à une longue aiguille d'aluminium par l'intermédiaire d'un levier amplificateur à bras multiples; l'extrémité de cette aiguille porte une plume chargée d'encre glycérineuse ⁽¹⁾ et se déplace sur un papier dont le quadrillage est représenté en réduction sur la figure 166.

Ce papier est enroulé sur un cylindre d'axe vertical, faisant un tour complet autour de son axe en *une semaine*, et contenant le mouvement d'horlogerie qui lui confère une *rotation à vitesse constante*.

72. Applications des barographes.

1° **La prévision du temps** est le but essentiel de la *météorologie* qui s'efforce de renseigner les aviateurs, les marins, les agriculteurs, sur l'évolution probable du temps dans une région géographique déterminée et pour une période à venir qui peut atteindre 48 heures.

C'est là un problème difficile, dans la résolution duquel on a fait de très grands progrès depuis la première guerre mondiale, et où l'on tient compte des indications fournies



simultanément par un très vaste réseau de stations météorologiques, quant à la température, le degré d'humidité, l'état des nuages, la direction et la vitesse des vents, et surtout la *pression* de l'atmosphère.

En particulier, la *comparaison des graphiques d'enregistrement de la pression atmosphérique* correspondant à un certain nombre de stations, fournit les indications qui sont à la base de l'édification des *cartes météorologiques* destinées à la navigation aérienne ou maritime et à la rédaction des *bulletins météorologiques* que transmet la T. S. F. plusieurs fois par jour.

L'intérêt de ces graphiques réside surtout dans le fait que la connaissance des *variations progressives* de la pression renseigne beaucoup mieux sur l'évolution probable du temps que la connaissance exacte de la pression elle-même.

C'est d'ailleurs pourquoi les indications *variable, pluie ou vent, beau temps...* que portent les baromètres d'appartement *n'ont guère de valeur*, alors qu'au contraire nous avons vu que le sens et la rapidité des variations continues de la pression permettent de se faire une idée du « temps probable » (fig. 167).

FIG. 167. — *Interprétation des graphiques d'enregistrement de la pression en vue de la prévision approximative du temps.*

2° **Pour connaître l'altitude maximum** atteinte par un ballon-sonde, un ballon stratosphérique, ou un avion de record, on munit ces appareils d'un baromètre enregistreur; à l'arrivée au sol, on place celui-ci sous une cloche en compagnie d'un

(1) Grâce à la glycérine, l'encre ne sèche pas et la plume reste humide toute la semaine.

treur marque une pression égale à la plus basse de celles qu'elle a enregistrées au cours de l'ascension; le baromètre à mercure donne la valeur exacte de cette pression, ce qui permet, grâce à la courbe de la figure 160, de trouver la valeur approchée de l'altitude correspondante.

B. — MANOMÈTRES

73. Manomètres à air libre.

a) Soit à mesurer la pression d'un fluide enfermé dans un récipient R (fig. 168) :

On met le récipient en communication avec un vase à deux parties où du **mercure** présente deux surfaces libres; l'une d'elles est en contact avec

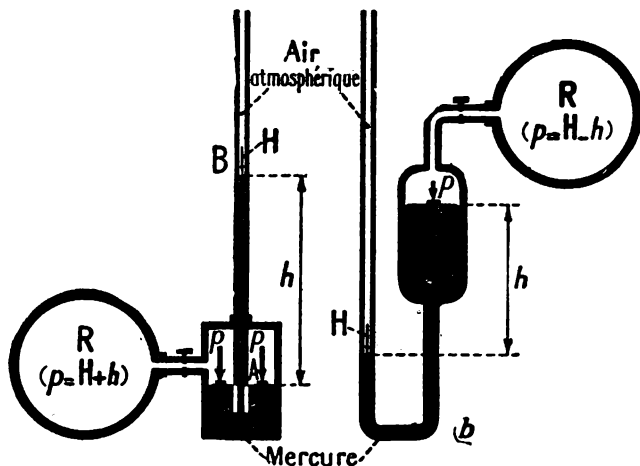


FIG. 168.

Deux types de manomètres à air libre. Dans tous les cas, la pression mesurée vaut $p = H \pm h$ mm de mercure.

le fluide dont on mesure la pression, l'autre est baignée par l'air atmosphérique (d'où le nom de manomètre à air libre).

Par exemple :

A gauche (fig. 168-a), la pression en R , supérieure à la pression atmosphérique, fait monter le mercure dans le grand tube ouvert.

Supposons que la pression atmosphérique soit égale à H mm de mercure, et évaluons aussi en mm de mercure la pression p du gaz de R :

La figure montre que la pression p , agissant en A , est équilibrée par une colonne de mercure de h mm, à laquelle s'ajoute la colonne de mercure de H mm qui représente la pression atmosphérique s'exerçant en B ; d'où :

$$p = H + h \text{ mm de mercure.}$$

A côté, en b , on a représenté un manomètre à air libre permettant la détermination d'une pression p supérieure ou inférieure à la pression atmosphérique H :

Dans le cas de figure, la hauteur h de mercure représente cette fois l'excès de la pression atmosphérique sur la pression p à mesurer; d'où :

$$p = H - h \text{ mm de mercure.}$$

De toutes façons, la mesure d'une pression au manomètre à air libre conduit à une expression de la forme :

$$p = H \pm h \text{ mm de mercure}$$

et exige la connaissance de la pression atmosphérique H , au lieu et à l'instant considérés.

Pourtant, si l'on ne veut que la **pression effective** du gaz, c'est-à-dire la différence entre la valeur de sa pression et celle de l'air environnant, il suffit de mesurer la dénivellation h .

Ce type de manomètre convient bien à la mesure de pressions *effectives* comprises entre quelques centimètres et quelques décimètres de mercure;

comme le baromètre à mercure, le manomètre à air libre est *juste et fidèle*, mais *peu transportable*.

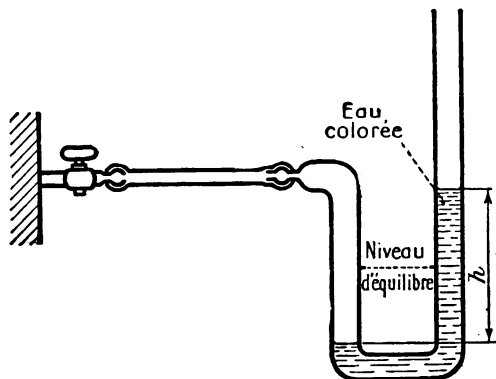


FIG. 169. — Mesure de la pression effective du gaz de ville avec un manomètre à eau.

b) Dans la mesure de pressions très voisines de la pression atmosphérique, on a beaucoup *plus de sensibilité* avec un **manomètre à eau**, basé sur le même principe; comme l'eau pèse, à volume égal, 13,6 fois moins que le mercure, la dénivellation h correspondant à la même pression est 13,6 fois plus grande.

C'est un petit manomètre à eau ou à alcool colorés que l'on associe à une boîte déformable dans toute *capsule manométrique* (fig. 140).

Exemple numérique. — Soit un manomètre à eau branché sur la canalisation de gaz de ville (fig. 169) : la dénivellation est d'environ 8 cm et l'on peut dire que *la pression effective du gaz est de 8 cm d'eau* (soit, à peu près, 8 g/cm^2) ; avec un manomètre à mercure, cette dénivellation serait 13,6 fois plus petite, soit à peine de 6 millimètres.

74. Manomètres métalliques.

Comme celui des baromètres métalliques, le principe de ces manomètres repose sur la déformation que subit un corps élastique sous l'action de la pression que l'on se propose de mesurer.

Dans le type simple et très répandu que représente schématiquement la figure 170, la partie déformable est constituée par un tube d'acier, à section aplatie, recourbé en cercle et fermé à une extrémité.

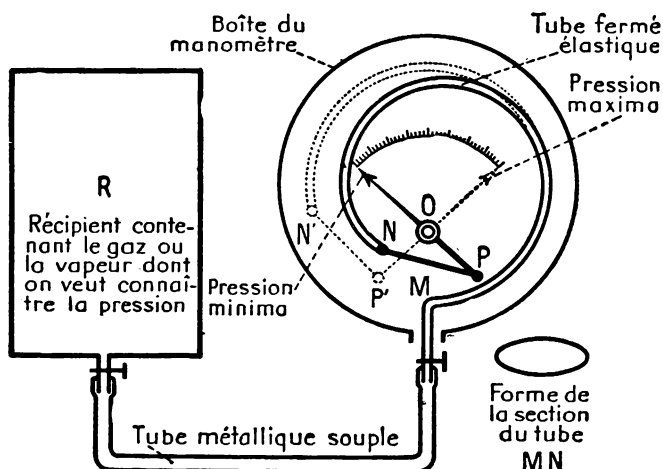


FIG. 170. — Principe du manomètre Bourdon. (La figure montre, en pointillé, comment le tube se déforme quand la pression à l'intérieur de ce tube augmente.)

L'entrée *M* du tube est fixe et communique avec le récipient *R* contenant le fluide dont on veut mesurer la pression ; l'extrémité fermée *N* est libre et ses déplacements, amplifiés par le levier *NPO* mobile autour de *O*, sont transmis à une aiguille se déplaçant au-dessus d'un cadran.

Si, par exemple, la pression augmente dans le récipient *R*, le tube élastique *MN*, soumis à des forces pressantes intérieures plus intenses, se déroule, et cela d'autant plus que l'accroissement de la pression est plus important ; *N* vient en *N'* et l'aiguille balaie de gauche à droite la graduation du cadran.

L'appareil est gradué par comparaison avec un manomètre à liquide, les pressions étant exprimées, soit en atmosphères, soit le plus souvent en g/cm^2 ou kg/cm^2 , selon l'ordre de grandeur des pressions à la mesure desquelles on le destine.

Les indications données par les manomètres métalliques correspondent aux **pressions effectives**, car l'aiguille est au zéro quand la pression intérieure est égale à la pression atmosphérique; la graduation est d'ailleurs continuée à la gauche du zéro, quand l'appareil doit aussi permettre la mesure de pressions inférieures à la pression atmosphérique.

Il est clair que ces manomètres ont les qualités et les défauts des baromètres métalliques; en particulier, leur **robustesse**

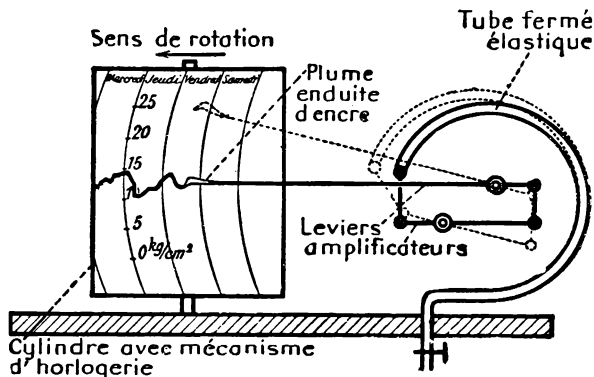


FIG. 171. — Principe d'un manomètre enregistreur. (Si la pression à l'intérieur du tube élastique croît, celui-ci se déroule partiellement et la pointe de l'aiguille monte.)

et la **commodité** des lectures de pressions expliquent leur emploi très généralisé. Citons par exemple :

- Les indicateurs de pression pour chaudières de chauffage central à la vapeur, gradués de 0 à quelques centaines de g/cm^2 ;

- Les indicateurs de pression pour « pneus » d'automobiles, marqués jusqu'à 5 ou 10 kg/cm^2 ;

- Les manomètres des chaudières de locomotives, gradués jusqu'à une trentaine de kg/cm^2 , et ceux que l'on associe aux tubes à gaz comprimés (oxygène, azote, hydrogène...) ou liquéfiés (chlore, ammoniac, gaz carbonique...) et dont les indications atteignent plusieurs centaines de kg/cm^2 .

De plus, les manomètres métalliques se prêtent facilement à l'**enregistrement des pressions** (fig. 171); sous forme de **manomètres enregistreurs**, ils sont utilisés toutes les fois que l'on veut savoir comment varie, en fonction du temps, la pression d'un fluide à l'intérieur d'un récipient;

C'est ainsi, par exemple, que l'on peut être renseigné sur la marche journalière d'une chaudière à vapeur.

Mais, par suite des variations de l'élasticité du tube déformable, **ces appareils ne sont pas fidèles**, si bien que leurs indications cessent

d'être justes au bout d'un temps plus ou moins long après leur étalonnage; il convient donc de les comparer assez fréquemment à un manomètre à liquide.

RÉSUMÉ

A. Un baromètre est un appareil permettant la mesure de la pression atmosphérique.

Les baromètres à mercure dérivent du tube de Torricelli; ils sont précis, fidèles mais peu maniables.

Les baromètres métalliques sont basés sur les déformations élastiques du couvercle métallique, mince et flexible, d'une boîte où règne le vide; ils sont gradués en mm de mercure, par comparaison avec un baromètre normal; ils sont pratiques, robustes, sensibles mais peu fidèles à cause des modifications de l'élasticité des parties déformables.

Les baromètres enregistreurs dérivent des précédents; ils enregistrent les variations de la pression atmosphérique en fonction du temps et sont, de ce fait, très précieux dans la prévision du temps et la détermination de l'altitude maximum atteinte par un avion ou un aérostat.

B. Un manomètre est un instrument destiné à la mesure des pressions exercées par les fluides.

Les manomètres à air libre contiennent un liquide (mercure, et parfois eau ou alcool) formant deux surfaces libres, l'une pressée par le fluide dont on mesure la pression, l'autre par l'air atmosphérique; il en résulte une dénivellation qui représente (exprimée en hauteur de liquide) la pression effective du fluide (différence entre sa pression et la pression atmosphérique).

Les manomètres métalliques ressemblent aux dynamomètres : une partie élastique se déforme plus ou moins sous l'action des forces pressantes dues aux fluides. On les gradue en atmosphères ou en kg/cm^2 (ou g/cm^2) par comparaison avec des manomètres à liquide; ils donnent la pression effective du fluide considéré.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Qu'y a-t-il au-dessus du mercure dans le tube d'un *baromètre à mercure*? (On peut négliger les traces de vapeur de mercure.)

— Justifier le choix du mercure parmi les autres liquides.

— La largeur du tube d'un baromètre à mercure importe-t-elle? Doit-il être rigoureusement cylindrique?

— L'expérience de Torricelli montre que la dénivellation ne change pas quand on incline le tube; pourtant, dans l'emploi du baromètre de la figure 161, on recommande de le tenir verticalement? Expliquer.

— Pourquoi le baromètre *normal* de la figure 162 est-il plus précis que celui de la figure 161?

— S'il y avait un gaz dans la boîte d'un *baromètre métallique*, la déformation du couvercle ne serait-elle due qu'à la pression atmosphérique?

— A quoi sert le ressort agissant sur le couvercle?

— Comparer les avantages et les inconvénients du baromètre normal et du baromètre anéroïde.

— Comment transforme-t-on un baromètre métallique en *barographe*?

— Comment pourrait-on le transformer en *altimètre*?

— Que doit-on penser des indications « variable », « pluie ou vent »... portées sur les baromètres d'appartements?

— Principe d'un manomètre à air libre? Quel est son domaine d'application?

— Comment améliore-t-on la sensibilité d'un manomètre à air libre?

— Principe d'un manomètre métallique? Que dire de sa graduation? Comment le transformer en manomètre enregistreur?

— Quelle indication donne un manomètre métallique quand il est ouvert à l'air libre?

— Comparer les avantages et les inconvénients du manomètre métallique et du manomètre à air libre.

1. Un baromètre à cuvette a un tube de 0,6 cm de diamètre intérieur et une cuvette de 12 cm de diamètre intérieur; de combien baisse le niveau dans la cuvette quand il monte de 10 mm dans le tube? Quelle erreur fait-on en admettant que la pression atmosphérique augmente de 10 mm de mercure?

2. A un certain moment, l'indication d'un baromètre normal est 755 mm de mercure; sachant qu'à ce moment, le poids spécifique du mercure est 13,6 g/cm³, calculer l'indication que donnerait au même moment un autre baromètre à mercure contenant du mercure plus chaud, de poids spécifique 13,58 g/cm³.

3. Sur le tube vertical d'un baromètre à cuvette, on lit la hauteur barométrique $h = 760$ mm et l'on incline le tube de façon que le niveau mercuriel soit déporté latéralement de 10 cm (par rapport à sa première position); quelle sera alors la lecture de la dénivellation sur la graduation portée par le tube?

4. Dans un manomètre à air libre contenant de l'alcool, le niveau du liquide en contact avec l'atmosphère est à une hauteur verticale de 20 cm au-dessus du niveau du liquide en contact avec le gaz d'un récipient; calculer la pression effective et la pression réelle de ce gaz (exprimer ces pressions en mm de mercure et en kg/cm²) (densités : de l'alcool 0,8; du mercure 13,6).

5. En soufflant dans la petite branche d'un *manomètre à air libre* garni de mercure, on produit une dénivellation de 10 cm; calculez l'excès de la pression de l'air ainsi comprimé sur la pression atmosphérique du moment; si le manomètre contenait de l'eau, quelle serait la dénivellation? La pression atmosphérique valant 1 atmosphère, donnez la pression réelle du gaz comprimé en kg/cm² et en mm de mercure.

6. On recueille de l'hydrogène dans un long tube primitivement plein d'eau et retourné sur la cuve à eau; à la fin de l'expérience, on mesure la hauteur h du niveau de l'eau dans le tube au-dessus de la surface de la cuve, et on lit la pression atmosphérique H au baromètre à mercure; calculer la pression de l'hydrogène en négligeant la vapeur d'eau qui se mélange à ce gaz; on exprimera le résultat en mm de mercure, puis en g/cm²; ($h = 27,2$ cm; $H = 755$ mm; poids spécifique du mercure : 13,6 g/cm³).

7. Un *manomètre à air libre* est constitué par 2 tubes cylindriques verticaux communiquant par la base et dont les sections sont respectivement s et S cm²; du mercure est contenu dans la partie inférieure des deux tubes. On met l'ouverture supérieure du tube large en communication avec un récipient contenant un gaz sous la pression $p = 2.350$ g/cm²; calculer les déplacements verticaux du mercure dans chacun des deux tubes, en admettant que la pression du gaz sur le

mercure du tube large reste égale à la pression initiale p . ($s = 0,5 \text{ cm}^2$; $S = 5 \text{ cm}^2$; pression atmosphérique du moment : 75 cm de mercure; poids spécifique du mercure : 13,6 g/cm³).

8. Une *soupape de sûreté* de chaudière à vapeur est formée par un bouchon métallique obturant un orifice percé dans la paroi supérieure de la chaudière et dont la section est $s = 2 \text{ cm}^2$; ce bouchon est fixé en un point A d'un levier droit inter-résistant dont l'axe d'appui O est à 10 cm à gauche de A ; à l'extrémité droite de ce levier, à 40 cm de O , est accroché un poids de 10 kg. Pour quelle pression réelle de la vapeur d'eau l'obturateur de la soupape sera-t-il soulevé? (Pression atmosphérique : 1 kg/cm².)

9. Une usine à gaz, installée dans la partie basse d'une ville, alimente un quartier dont l'altitude est supérieure de 60 mètres. Un tube en U, contenant de l'eau dans la courbure, et dont l'une des branches communique avec le gazomètre tandis que l'autre est ouverte dans l'atmosphère, présente une dépression du niveau de l'eau de 5 cm du côté du gaz.

On demande quelle serait cette différence des niveaux de l'eau dans les branches d'un tube analogue monté sur une conduite au niveau de la partie haute. On admettra que, dans toute l'étendue de la ville, le poids du litre d'air reste 1,3 g. Poids spécifique du gaz d'éclairage : 0,52 g/l.

(B. E.).

QUINZIÈME CHAPITRE

LOI DE MARIOTTE

75. Existence d'une relation entre la pression d'un gaz et le volume qu'il occupe.

Nous savons que les gaz sont *compressibles* et *expansibles* :

1^o L'on peut, par exemple, *diminuer* le volume occupé par *un poids donné de gaz* : mais alors, l'expérience montre que la pression du gaz *augmente*;

2^o Par contre, si l'on laisse ce même poids de gaz se répandre dans un volume *plus grand*, on constate que sa pression devient *plus petite*; donc :

La pression et le volume d'un certain poids de gaz varient en sens contraire.

Par ailleurs, tout en laissant *constant* le volume d'un poids donné de gaz, on peut aussi, *en le chauffant ou le refroidissant*, augmenter ou diminuer sa pression; c'est dire que pour étudier comment les variations de la pression d'un gaz sont liées à celles de son volume, il faut éliminer l'influence de la température du gaz en la *maintenant constante* au cours des expériences de compressibilité.

76. Expériences de compressibilité à température constante; énoncé de la loi de Mariotte.

a) **Appareil.** — La figure 172 donne le schéma d'un dispositif particulièrement facile à monter : un tube de verre bien cylindrique communique avec un grand entonnoir par un tuyau de caoutchouc épais; du mercure est introduit dans l'appareil jusqu'à environ mi-hauteur de l'entonnoir et du tube et celui-ci est hermétiquement bouché par un bouchon de caoutchouc de bonne qualité.

Ainsi se trouve emprisonné dans le tube un certain poids d'air dont on peut connaître à chaque instant la pression, puisque la partie gauche de l'appareil constitue un manomètre à air libre.

Cet air est, par ailleurs, à la température de la salle, que nous supposons *invariable* pendant toute la durée de nos mesures.

b) Suite de mesures. 1° Le tube étant fixé et l'entonnoir étant déplacé verticalement, amenons les deux niveaux du mercure dans le même plan hori-

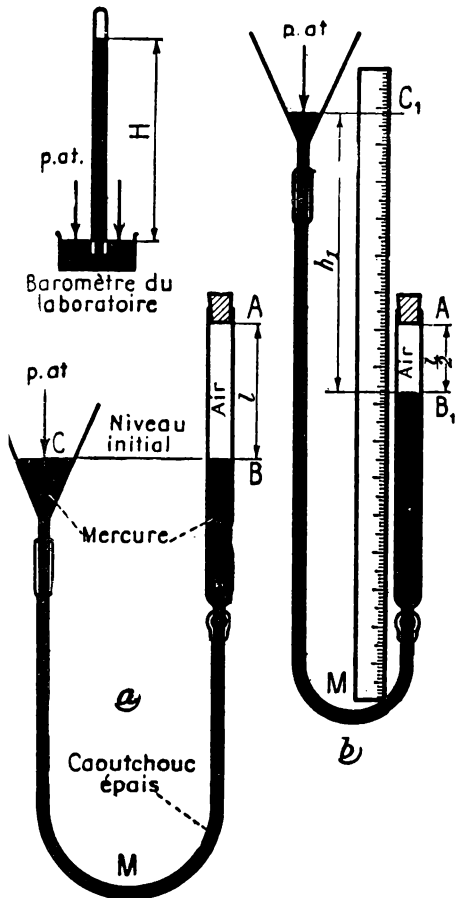


FIG. 172.

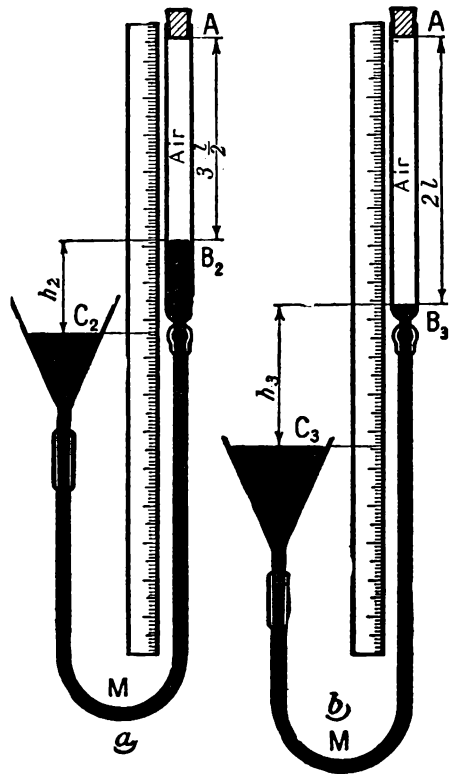


FIG. 173.

zontal (fig. 172-a) : la pression du gaz enfermé est actuellement égale à la pression atmosphérique du moment, soit H mm de mercure (donnée par un baromètre à mercure).

Quant au volume du gaz, il a une certaine valeur V correspondant à une longueur de tube $AB = l$.

2° Soulevons l'entonnoir de façon à réduire ce volume à $\frac{V}{2}$: nous y arrivons en réduisant la hauteur AB à une valeur $AB_1 = \frac{l}{2}$ (fig. 172-b); la pression du gaz est alors :

$$p = H + h_1 \text{ mm de mercure.}$$

Or, nous constatons que $h_1 \neq H$; donc :

$$p \neq 2 H \text{ mm de mercure.}$$

3° Abaissons l'entonnoir pour donner au volume la valeur $\frac{3V}{2}$ (correspondant à $AB_2 = \frac{3l}{2}$; fig. 173-a); la pression est maintenant :

$$p = H - h_2 \text{ mm de mercure.}$$

Or, nous trouvons que $h_2 \neq \frac{H}{3}$; donc :

$$p \neq H - \frac{H}{3} = \frac{2H}{3} \text{ mm de mercure.}$$

4° Enfin, portons le volume à la valeur $2V$ (correspondant à $AB_3 = 2l$; fig. 173-b); la pression vaut alors :

$$p = H - h_3 \text{ mm de mercure.}$$

Et nous constatons que $h_3 \neq \frac{H}{2}$; donc :

$$p \neq H - \frac{H}{2} = \frac{H}{2} \text{ mm de mercure.}$$

Rassemblons les résultats de nos mesures dans un *tableau de nombres* :

valeurs du volume	valeurs correspondantes de la pression
V	H
$V/2$	$2H$
$3V/2$	$2H/3$
$2V$	$H/2$

c) **Conclusion : loi de Mariotte.** — Nous vérifions que pression et volume *varient en sens inverses*; de plus, nous pouvons maintenant préciser *quantitativement* la loi de ces variations simultanées :

En effet, faisons séparément les produits $p \times V$ de la valeur de chaque pression par la valeur *correspondante* du volume; nous trouvons que :

$$H \times V = 2 H \times V/2 = 2 H/3 \times 3 V/2 = H/2 \times 2 V.$$

Donc :

$$pV = \text{Constante.}$$

D'où l'énoncé de la *loi de compressibilité des gaz à température constante*, ou *loi de Mariotte* ⁽¹⁾ :

Pour un poids donné de gaz maintenu à température constante, le produit des nombres qui mesurent la pression et le volume est constant.

Cette loi de la compressibilité, particulièrement simple, n'est pas l'apanage de l'air : nous arriverions à la même conclusion en opérant avec tout autre gaz.

Autre énoncé, équivalent, de la loi de Mariotte.

Soit V le volume du gaz enfermé quand sa pression est p ; si le volume devient V' , la pression devient p' , telle que

$$p'V' = pV, \text{ ou : } \boxed{\frac{V'}{V} = \frac{p}{p'}}$$

Donc : **Le volume d'un certain poids de gaz, maintenu à température constante, est inversement proportionnel à sa pression.**

Exemple numérique. — On fait passer, par compression à température constante, 1.000 litres d'air atmosphérique dans un tube d'acier de 20 litres; quelle sera la pression finale de l'air comprimé ?

Admettons que la pression atmosphérique soit $p_1 \approx 1 \text{ kg/cm}^2$:

$$\begin{array}{l|l} \text{Etat} \left\{ \begin{array}{l} p_1 = 1 \text{ kg/cm}^2 \\ v_1 = 1.000 \text{ litres} \end{array} \right. & \text{Etat} \left\{ \begin{array}{l} p_2 = x \\ v_2 = 20 \text{ litres} \end{array} \right. \end{array}$$

$$p_1 v_1 = p_2 v_2, \text{ ou } 1 \times 1.000 = x \times 20; \text{ d'où :}$$

$$x = \frac{1.000}{20} = 50 \text{ kg/cm}^2.$$

Remarque. — Dans l'application de la loi de Mariotte à un calcul numérique, il faut toujours exprimer les volumes d'une part, et les pressions d'autre part, avec *les mêmes unités*; mais ces unités peuvent être choisies à volonté de façon que les calculs numériques soient aussi simples que possible.

(1) L'abbé Mariotte est un physicien français du XVII^e siècle (1620-1684).

77. Variation du poids spécifique d'un gaz avec la pression (à température constante).

Si un poids P de gaz a un volume V sous une pression p , son *poids spécifique* (poids de l'unité de volume) vaut, dans ces conditions :

$$\varpi = \frac{P}{V}$$

Supposons que le volume de ce *même poids* P de gaz devienne V' : la pression deviendra p' , telle que :

$$\frac{p'}{p} = \frac{V}{V'} \text{ (loi de Mariotte);}$$

Dans ces nouvelles conditions, le poids spécifique sera :

$$\varpi' = \frac{P}{V'}$$

$$\text{D'où :} \quad \frac{\varpi'}{\varpi} = \frac{P/V'}{P/V} = \frac{V}{V'}$$

$$\text{Et, puisque } \frac{V}{V'} = \frac{p'}{p} :$$

$$\boxed{\frac{\varpi'}{\varpi} = \frac{p'}{p}}$$

Ainsi : **A température constante, le poids spécifique d'un gaz est proportionnel à sa pression.**

Par exemple, sachant qu'un cm^3 d'oxygène pèse sensiblement 0,0014 gramme à la température ordinaire et sous une pression d'une atmosphère, il est aisé de calculer le poids spécifique ϖ de l'oxygène comprimé à environ 150 atmosphères dans les « tubes à oxygène » industriels :

$$\frac{\varpi}{0,0014} = \frac{150}{1}; \quad \varpi = 0,0014 \times 150 = 0,21 \text{ g/cm}^3.$$

78. La loi de Mariotte n'est qu'une loi approchée.

Des mesures plus précises montreraient que les produits $p \times V$ ne sont qu'approximativement égaux et que les petites différences qu'ils présentent ne sont pas uniquement imputables aux erreurs de mesures : c'est donc que **les gaz ne suivent pas rigoureusement la loi de Mariotte.**

Si, pour chaque pression p du gaz portée en abscisse, on porte en ordonnée le produit pV correspondant, on obtient des points s'alignant sur une courbe que l'on peut considérer comme une *représentation graphique de la loi de Mariotte.*

Avec un gaz satisfaisant rigoureusement à la loi de Mariotte, et que l'on appelle **gaz parfait**, on aurait une *droite horizontale* ($pV = C^{\text{te}}$; fig. 174).

Or, les graphiques qui résument les expériences de compressibilité faites avec des gaz tels que l'hydrogène, l'azote, le gaz carbonique, sont en réalité des courbes plus ou moins inclinées : c'est la preuve que le gaz considéré s'écarte plus ou moins de l'état parfait.

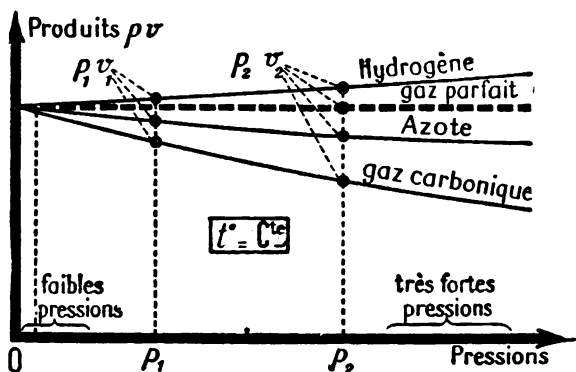


FIG. 174. — Représentation graphique des expériences de compressibilité.

Pour une molécule-gramme de chacun des gaz étudiés, les volumes sont les mêmes sous la même pression, pourvu que cette pression soit faible ; par contre, si l'on comprime fortement ces mol-gr, les volumes diminuent plus ou moins suivant la nature du gaz, et les produits $p_1 \times V_1$, pour la pression p_1 (ou $p_2 \times V_2$ pour la pression p_2) ne demeurent pas égaux.

Si les gaz étaient parfaits, ces produits $p_1 \times V_1$, $p_2 \times V_2$ etc., resteraient égaux pour toutes les valeurs de la pression ainsi que l'indique la loi de Mariotte.

Parmi les gaz usuels, c'est l'hydrogène qui approche le plus de l'état parfait ; viennent ensuite l'azote et l'oxygène.

Pour ces gaz, l'écart avec l'état parfait est si minime que l'application de la loi de Mariotte n'entraîne qu'une erreur le plus souvent négligeable.

Par contre, pour le gaz carbonique, le gaz sulfureux, le gaz ammoniac, etc., l'erreur peut devenir notable.

RÉSUMÉ

Parce qu'un gaz est compressible et expansible, la pression d'un certain poids de gaz dépend du volume qu'il occupe : pression et volume variant en sens contraires.

Pour que les variations de pression ne dépendent que des variations de volume, il faut maintenir constante la température du gaz.

L'étude expérimentale de la compressibilité des gaz à température constante conduit à la loi de Mariotte : « Pour un poids donné de gaz maintenu à température constante le produit des nombres qui mesurent la pression et le volume est constant. »

Il revient au même de dire que « pour un poids donné de gaz à température constante, le volume est inversement proportionnel à la pression ».

On en déduit immédiatement que le *poids spécifique d'un gaz est, à température constante, proportionnel à la pression de ce gaz.*

Des expériences précises montrent que la loi de Mariotte n'est qu'approchée : un gaz qui lui obéirait rigoureusement serait un *gaz parfait*; aucun gaz n'est parfait, mais certains gaz, tels que l'hydrogène, l'azote, l'oxygène sont très proches de l'état parfait; d'autres, comme le gaz carbonique ou le gaz sulfureux, le sont notablement moins.

QUESTIONS ET EXERCICES

— De quoi dépend la pression d'un certain poids de gaz enfermé dans un récipient de volume donné ?

— Quelle précaution faut-il prendre pour étudier la *loi de Mariotte*?

— Pourquoi l'appareil utilisé ne doit-il pas présenter de fuites?

— Montrer que cet appareil comporte un manomètre à air libre.

— Est-il obligatoire de donner au volume du gaz enfermé les valeurs $V/2$, $3V/2$, $2V$?

— Justifier le choix de ces valeurs particulières.

— De quoi dépend le poids spécifique d'un gaz? Comparer aux solides et aux liquides.

— Comment peut-on représenter graphiquement la loi de Mariotte?

— Qu'est-ce qu'un gaz parfait?

— Comment met-on en évidence graphiquement l'imperfection des gaz réels?

— Quelles unités doit-on employer pour exprimer volumes et pressions dans les calculs d'application de la loi de Mariotte?

1. On veut obtenir de l'air comprimé à 10 kg/cm^2 dans un récipient de 100 litres : quel volume d'air atmosphérique (pression : 1 kg/cm^2) faudra-t-il employer? (On suppose la température constante.)

2. Si au cours de l'étude expérimentale de la loi de Mariotte, on se proposait de réduire le volume au *dixième* de sa valeur, quelle devrait être la hauteur du mercure dans la branche libre C (fig. 172) comptée verticalement à partir du niveau B? Et si l'on voulait donner au volume une valeur égale à $\frac{4V}{3}$ (V étant le volume initial)?

3. Une éprouvette, retournée verticalement sur la cuve à mercure, contient une certaine quantité de gaz et le niveau du mercure dans l'éprouvette surplombe le niveau du mercure de la cuve de 10 cm :

1° Faire la figure;

2° Calculer la pression du gaz, sachant que la pression atmosphérique du moment est $H = 762 \text{ mm}$ (exprimer cette pression en mm de mercure, puis en kg/cm^2);

3° Calculer le volume qui devrait être laissé à ce gaz pour que sa pression devienne « normale », sachant que son volume actuel est 100 cm^3 .

4. On recueille un gaz dans une éprouvette; sa pression vaut 73 cm de mercure et son volume, à 0° , est 200 cm^3 ; sachant que le volume moléculaire à 0° et sous la pression atmosphérique normale égale 22,4 litres, calculer la fraction de molécule-gramme de gaz ainsi recueillie.

5. Le poids spécifique de l'air dans les conditions normales (température 0° et pression égale à 1 atmosphère) est voisin de $0,0013 \text{ g/cm}^3$; calculer le poids d'air contenu dans un cylindre de 100 litres où l'air est à 0° et sous une pression de 10 atmosphères.

6. Sachant que dans les conditions normales (0° ; 760 mm de mercure) une molécule-gramme d'oxygène (32 grammes) occupe un volume de 22,4 litres, calculer les poids spécifiques de l'oxygène à 0° sous des pressions successives de 0,5 atmosphères, 2 atmosphères, 3 atmosphères, 4 atmosphères; représenter graphiquement ces résultats (poids spécifiques en ordonnées et pressions correspondantes en abscisses); justifier la forme de la courbe obtenue en joignant les points représentatifs.

7. Dans un tube cylindrique fermé à un bout, on emprisonne de l'air par une colonne de mercure de 5 cm; supposant que la pression atmosphérique est normale et que la colonne d'air enfermée a une longueur de 20 cm quand le tube est horizontal, calculer les longueurs de cette colonne quand le tube est vertical, ouverture en haut, puis ouverture en bas.

8. On introduit un peu d'air sec dans l'espace vide qui surplombe le mercure d'un tube de Torricelli: la dénivellation mercurielle prend la valeur $H_1 = 748 \text{ mm}$. On incline alors le tube barométrique de façon que le volume laissé à l'air soit réduit au quart de sa valeur initiale, et l'on constate que la dénivellation devient $H_2 = 740 \text{ mm}$. Montrer que l'on peut calculer la pression atmosphérique H du moment à partir des hauteurs mercurielles H_1 et H_2 .

9. Un tube cylindrique ouvert aux deux extrémités est plongé partiellement dans l'acide sulfurique, jusqu'à 10 cm de son ouverture supérieure; on bouche hermétiquement celle-ci avec le doigt et on soulève verticalement le tube jusqu'à le sortir complètement du liquide; sachant que le tube a 50 cm de longueur, calculer la longueur de la colonne verticale d'acide sulfurique qui reste dans le tube (densité de l'acide: $d \approx 1,85$). (On admet que la pression atmosphérique est normale.)

10. La chambre d'un baromètre à mercure contient de l'air sec. Dans une première expérience, on lit la hauteur 751 mm. On enfonce le tube dans la cuvette jusqu'à ce que le volume de la chambre soit réduit au $1/5$ de sa valeur; la hauteur est alors 740 mm. On demande quelle est la hauteur barométrique réelle au moment de l'expérience. (B. E. Paris, 1926.)

11. Un tube cylindrique ouvert aux deux bouts plonge dans une cuve à mercure. Le niveau du liquide est le même à l'intérieur qu'à l'extérieur du tube. Un piston ferme le tube à une distance de 10 cm de la surface du liquide. De combien faut-il le soulever pour que le mercure monte de 25 cm dans le tube, sachant que le baromètre indique, au moment de l'expérience, une hauteur de 75 cm?

(B. E. Caen, 1926.)

CHIMIE

PREMIER CHAPITRE

PRÉLIMINAIRES

MÉLANGES ET CORPS PURS

1. Matière; les trois états physiques de la matière.

On désigne par matière tout ce qui peut se peser.

La matière peut se présenter sous forme *solide*, *liquide* ou *gazeuse* :

1^o Les **corps solides**, comme une pierre, un morceau de bois ou de métal, ont une forme qui leur est propre; on n'arrive à les déformer qu'au prix d'efforts souvent importants, et leur volume ne varie pratiquement pas au cours de la déformation.

2^o Les **corps liquides**, tels que l'eau, l'alcool, l'huile, le mercure, prennent au contraire la forme du vase qui les contient, mais conservent aussi leur

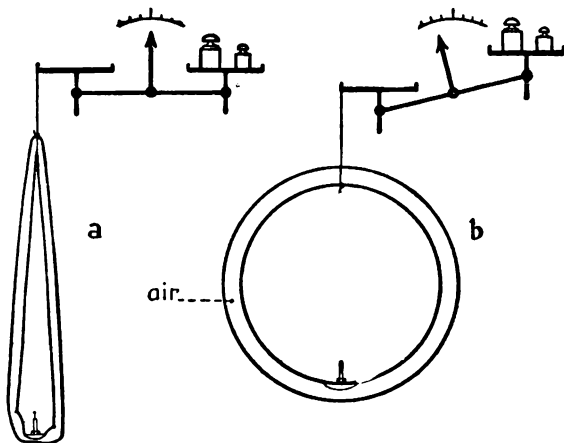


FIG. 1. — L'air atmosphérique est pesant :

En effet, l'expérience montre qu'une chambre à air est plus lourde quand elle est gonflée : l'air qu'elle contient est donc de la matière.

volume en changeant de forme, même si on les comprime : on dit que les liquides sont, comme les solides, *incompressibles*.

3^o Les **corps gazeux**, comme l'air qui nous entoure (fig. 1), le gaz de ville, la vapeur d'eau, n'ont pas non plus de forme propre; de plus, on verra en classe de Physique que le volume d'un certain poids de gaz peut être très variable suivant qu'on le comprime plus ou moins :

Contrairement aux solides et aux liquides, les gaz sont *compressibles*.

Notons que la même matière peut souvent prendre successivement les trois états physiques : solide, liquide et gazeux; par exemple, l'eau peut se transformer en glace ou en vapeur d'eau.

2. Notion de mélange.

On appelle mélange tout échantillon de matière comprenant plusieurs substances de propriétés différentes.

Par exemple, sont manifestement des mélanges :

- Une *eau boueuse*, qui montre des particules de terre, des débris végétaux et des animalcules;
- Une goutte de *sang*, dont on peut voir les globules au microscope;
- Le *lait* ordinaire, dont la crème se rassemble peu à peu à la partie supérieure;
- La *terre* du jardin, avec ses grains de tailles, de couleurs, de duretés différentes;
- L'*air* que nous expirons, dont la vapeur d'eau se transforme en brouillard quand il fait froid.

La grande majorité des corps tirés du sol ou des êtres vivants, ou encore fabriqués industriellement, sont ainsi des *mélanges*.

3. Séparation des substances d'un mélange.

Pour obtenir de l'eau limpide à partir de l'eau boueuse, on peut la *décanter* ou la *filtrer* :

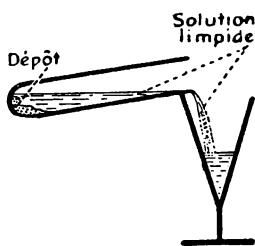


FIG. 2. — *Décantation.*

Dans une **décantation**, on laisse se déposer les particules solides *en suspension*, puis on fait couler avec précaution la partie limpide du liquide (fig. 2);

Dans une **filtration**, on fait passer le liquide trouble au travers d'un *filtre* qui retient les particules en suspension (fig. 3).

Le liquide limpide obtenu ne contient-il qu'une substance?

Si l'on *chauffe* légèrement de l'eau filtrée, des bulles d'air s'en échappent; par ailleurs, en faisant évaporer une goutte de

cette eau sur un morceau de verre chauffé, on obtient presque toujours un dépôt plus ou moins important de *solides* divers :

Donc, l'eau filtrée est encore un mélange; mais les substances étrangères qu'elle contient n'y sont pas immédiatement visibles (à l'œil nu ou au microscope) comme elles le seraient si elles étaient en suspension dans l'eau : on dit qu'elles y sont *en solution*.

Une *distillation* permettra de séparer l'eau des corps étrangers qu'elle contient ainsi en solution (fig. 4); il suffit de faire bouillir le mélange et de condenser à l'extérieur la vapeur obtenue : on obtient de l'eau distillée, débarrassée de l'air (qui s'échappe dans l'atmosphère) et des solides dissous (qui restent dans le récipient chauffé).

Ces procédés de séparation, tels que *décantation*, *filtration*, *évaporation*, *distillation*, sont dits *procédés physiques* : ils n'altèrent pas, en général, les substances qu'ils permettent de séparer, c'est-à-dire qu'ils n'en modifient pas la nature chimique.

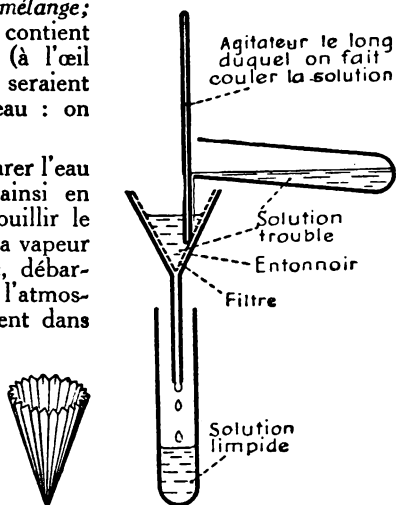


FIG. 3. — Filtration.
(Filtre en cornet plissé).

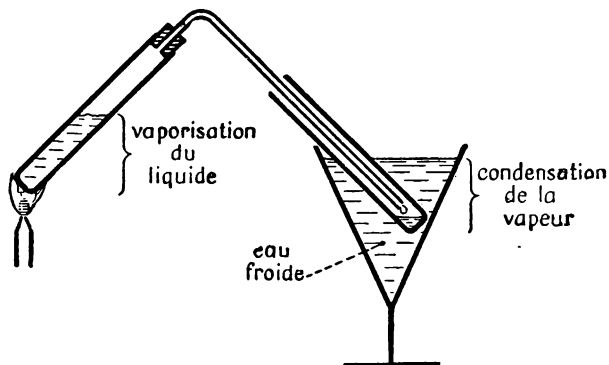


FIG. 4. — Distillation.

4. Corps purs (ou « espèces chimiques »).

1° On dit qu'un échantillon de matière est un *corps pur* (ou une *espèce chimique*) quand on n'en peut tirer rien d'autre que sa propre substance, quel que soit le *procédé physique* de séparation essayé.

Par exemple, que l'on opère par filtration, échauffement, évaporation, ou distillation, on ne peut mettre en évidence, dans de l'eau qui vient d'être soigneusement distillée, aucune autre substance que de l'eau : *l'eau distillée est un corps pur*.

De même, du *mercure* bien propre, un morceau transparent de *quartz* ou de *diamant*, du *sucré* bien raffiné, l'*oxygène* des tubes à oxygène comprimé des laboratoires sont des corps purs.

2° Les propriétés d'un corps pur sont constantes (indépendantes de sa provenance) :

Que l'eau distillée ait été obtenue à partir de l'eau de mer, de rivière, de pluie, de puits, elle est toujours caractérisée par la même absence de couleur, d'odeur et de saveur ; en devenant corps pur, elle perd toute trace sensible de sa provenance.



FIG. 5. — Congélation de l'eau distillée dans un endroit refroidi.

De plus, des mesures précises, qui seront expliquées en classe de Physique, montrent que :

Un cm^3 d'eau distillée froide pèse toujours 1 g (poids spécifique constant) ;

L'eau distillée se congèle à température fixe (0° ; fig. 5) ;

L'eau distillée bout à température fixe (fig. 6) (1).

Ces nombres particuliers (1 g par cm^3 ; 0° ; 100°), vrais seulement pour l'eau bien distillée, figurent parmi les **constantes physiques** du corps pur eau.

Chaque corps pur a ses constantes physiques particulières dont la liste constitue, en quelque sorte, la *fiche d'identité* de ce corps pur ; par contre, un mélange n'a pas de constantes physiques : c'est ainsi que l'on arrive souvent à reconnaître la provenance d'une eau naturelle à son odeur ou sa saveur, ou bien

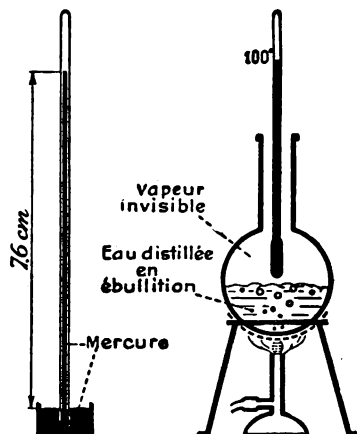


FIG. 6. — Le point d'ébullition de l'eau distillée se fixe à 100° si la colonne barométrique a exactement 76 cm. de longueur (pression atmosphérique normale).

(1) On verra plus tard, en Physique, que la température d'ébullition varierait si l'air qui surmonte la surface du liquide pressait cette surface plus ou moins fort ; la température d'ébullition dépend donc de la pression atmosphérique, dont l'indication est donnée par un baromètre.

que l'on peut faire varier notablement le poids spécifique et les températures d'ébullition et de congélation d'une eau salée en mélangeant l'eau et le sel en proportions variables.

RÉSUMÉ

La matière est tout ce qui peut se peser; elle se présente sous forme de corps solides, liquides et gazeux.

Parmi ces corps, les plus nombreux sont des mélanges, comprenant plusieurs substances différentes.

On peut séparer les substances d'un mélange par des procédés physiques (filtration, décantation, évaporation, distillation...) qui ne modifient pas la nature chimique de ces substances.

Un corps pur est de la matière dont on ne peut tirer qu'une seule substance; il a des propriétés constantes (constantes physiques), ce qui permet de le distinguer d'un mélange.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'entend-on par *matière*?
 - Quels sont les *états physiques* de la matière?
 - Le même échantillon de matière peut-il changer d'état physique? Exemples?
 - Qu'est-ce qu'un mélange? Exemples?
 - Est-il toujours visible qu'un corps est un mélange?
 - Quand dit-on qu'un corps étranger est en *suspension* ou en *solution*?
 - Citer des moyens d'éliminer des corps en suspension et en solution.
 - Pourquoi dit-on que la *distillation*, par exemple, est un procédé *physique* de séparation?
 - Qu'est-ce qu'un *corps pur*? Comment l'appelle-t-on encore?
 - Etablir un parallèle entre mélange et corps pur.
 - Qu'entend-on par *constantes physiques*?
 - Parmi les corps d'usage courant, essayer de dresser une liste de corps ayant visiblement les caractères de mélanges, puis une liste de corps appartenant à la catégorie des solutions, et enfin une liste de quelques corps purs.
-

DEUXIÈME CHAPITRE

L'AIR, EXEMPLE DE MÉLANGE GAZEUX

L'AZOTE

A. — L'AIR EST UN MÉLANGE

5. Mise en évidence de l'air atmosphérique.

L'air forme l'*atmosphère* qui nous entoure de toutes parts, et dont l'épaisseur dépasse 100 km. Sa présence se révèle à nous quand il est en mouvement (courant d'air, vent) ou quand nous nous déplaçons assez rapidement par rapport à lui.

L'air pénètre les parties creuses des objets : nous n'y prenons pas garde parce

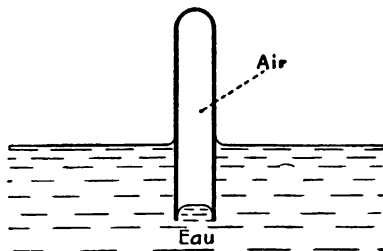


FIG. 7. — L'air, qui emplit le tube, empêche l'eau d'y pénétrer.

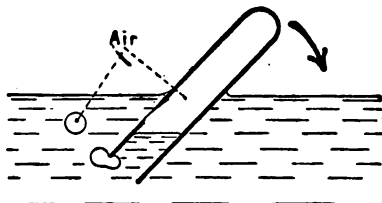


FIG. 8. — L'air s'échappe en grosses bulles pendant que l'eau le remplace dans le tube.

que, *n'étant pas coloré, l'air est invisible*, mais nous pouvons nous en rendre compte par des expériences simples (fig. 7 et 8).

Comme tous les gaz, l'air est *pesant* (fig. 1) et *compressible* : on verra, en classe de Physique, qu'il en résulte une *pression* exercée par l'air sur tout corps en contact avec lui (*pression atmosphérique*).

6. Air liquide.

Des usines importantes, équipées pour *refroidir très fortement* l'air atmosphérique, arrivent à le *liquéfier* :

L'air liquide ressemble à de l'eau légèrement bleue; **sa température est extrêmement basse**, et un corps froid a sur lui la même action qu'une plaque très chaude sur de l'eau.

Pour éviter sa vaporisation trop rapide, on réduit autant que possible la chaleur qui lui arrive de l'extérieur en le plaçant dans des vases spéciaux à double paroi, dont le principe est celui des bouteilles « thermos »; à condition de ne pas boucher le vase, on peut ainsi conserver, durant plusieurs dizaines d'heures, de l'air liquide *en ébullition tranquille* (fig. 9).

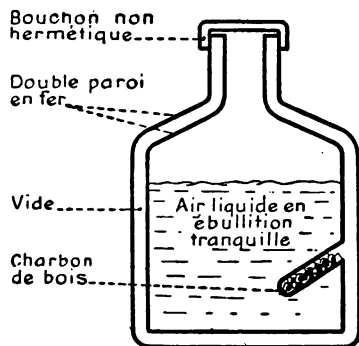


FIG. 9. — Vase à air liquide utilisé dans l'industrie.

7. L'air liquide est un mélange.

1^o Des thermomètres spéciaux ⁽¹⁾ permettent de constater que :

La température d'ébullition de l'air liquide n'est pas fixe mais s'élève progressivement en cours d'ébullition, passant à peu près de -190° à -180° .

En même temps, l'air liquide bleuit davantage et son poids, au litre, varie légèrement.

L'air liquide n'a donc pas de constantes physiques.

2^o Le gaz résultant de la vaporisation de l'air liquide a des propriétés différentes, suivant qu'il correspond au début ou à la fin de l'ébullition :

Au début, le gaz formé éteint une allumette enflammée; un animal ne peut vivre s'il ne respire que ce gaz : c'est surtout de l'**azote**.

Vers la fin, l'ébullition de l'air liquide fournit au contraire un gaz rallumant une allumette ne présentant plus qu'un point rouge, et donnant à l'animal qui le respire une activité très supérieure à la normale : ce gaz contient principalement de l'**oxygène**.

Ainsi, l'air liquide, n'ayant pas de constantes physiques et pouvant être séparé, par un procédé purement physique, en substances différentes, est un **mélange**.

Il en est évidemment de même pour l'air atmosphérique dont il provient, car un corps pur ne se transforme pas en mélange par simple liquéfaction.

(1) Le mercure ou l'alcool des thermomètres courants se solidifient dans l'air liquide.

B. — COMPOSITION DE L'AIR

8. Analyse de l'air par le phosphore à chaud.

Le *phosphore blanc*, chauffé en présence d'air dans un tube recourbé (fig. 10), s'unit avec vivacité à l'oxygène seul et se transforme en une fumée blanche (*anhydride phosphorique*) qui se dissout peu à peu dans l'eau; le gaz restant est de l'*azote atmosphérique*.

En mesurant le volume initial de l'air et le volume de l'azote qui reste dans le tube, on obtient la *composition de l'air en volumes*; on constate que :

L'air est un mélange comprenant environ 1/5^e de son volume d'oxygène et 4/5^e d'azote.

9. Autres corps contenus dans l'air atmosphérique.

1^o Des expériences délicates permettent d'extraire, de l'azote atmosphérique ou de l'air liquide, de très petites quantités de **gaz rares**, comprenant surtout de l'*argon*, avec extrêmement peu de *néon*, de *xénon*, de *krypton* et d'*hélium*; ces gaz rares sont dénués d'intérêt chimique mais certaines de leurs propriétés physiques présentent des applications intéressantes (surtout dans le domaine de l'éclairage électrique).

2^o On peut aussi mettre en évidence la présence, dans l'air atmosphérique:

- a) D'un peu de **gaz carbonique** (3 litres dans 10.000 litres d'air);
- b) De quantités variables de **vapeur d'eau** (expliquant la formation des nuages, de la neige, de la pluie...).
- c) De particules solides minuscules formant des **poussières**, souvent porteuses de microbes (d'ailleurs inoffensifs pour la plupart).

On appelle « **air pur et sec** » l'air atmosphérique débarrassé de ses poussières, de son gaz carbonique et de sa vapeur d'eau; ce n'en est pas moins un **mélange** dont la composition en volumes est voisine de :

21 % d'oxygène; 78 % d'azote; 1 % de gaz rares.

C'est d'ailleurs un fait exceptionnel remarquable que l'air, bien que mélange et non scors pur, ait néanmoins partout et toujours, à la surface de la terre, la même composition.

C. — L'AZOTE

10. Préparation de l'azote.

1^o **Industriellement**, l'azote s'obtient à partir de l'*air liquide*; l'ébullition de l'air liquide dans des appareils spéciaux permet en effet d'en séparer les constituants : *azote*, *oxygène* et *gaz rares*.

On comprime fortement l'azote gazeux dans des tubes en acier qui, munis de robinets spéciaux permettant de *détendre* (décompresser) le gaz, seront pour certains laboratoires de Physique et de Chimie des réserves abondantes et précieuses de ce gaz.

2° En petites quantités, si l'on veut par exemple procéder à quelques expériences sur l'azote, on peut l'extraire de l'air atmosphérique en débarrassant celui-ci de son oxygène au moyen d'un corps avide de ce gaz: on a vu que le

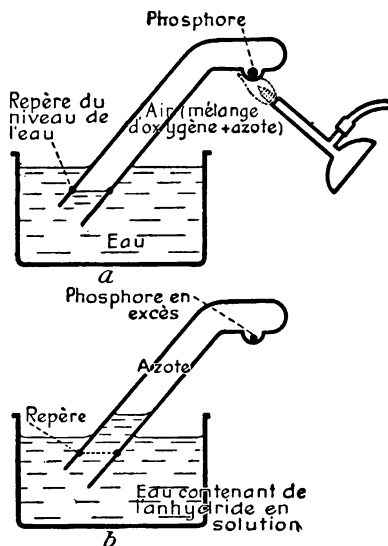


FIG. 10. — Recherche de la composition de l'air par combustion de phosphore.

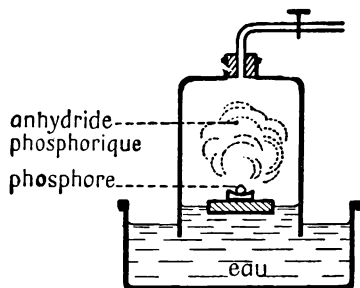


FIG. 11. — Préparation de l'azote à partir de l'air atmosphérique.

Le phosphore enflammé est coiffé de la cloche; l'oxygène contenu dans l'air emprisonné donne de l'anhydride phosphorique qui se dissout; il reste l'azote que l'on peut faire sortir par le haut en enfonçant la cloche.

corps souvent employé à cette fin est le *phosphore blanc* (fig. 10 et 11).

11. Propriétés physiques de l'azote.

Comme l'air dont il est le constituant principal, l'azote n'a *ni couleur, ni odeur, ni saveur*.

L'eau ne dissout que très peu d'azote, moins que d'oxygène; aussi l'air en solution que respirent les animaux aquatiques est-il relativement plus riche en oxygène que l'air atmosphérique.

L'azote seul est encore plus difficilement liquéfiable que l'air; l'azote liquide bout à température fixe (-195°), preuve que ce n'est plus un mélange mais un *corps pur*; cette très basse température est recherchée dans certains travaux de laboratoire.

12. Propriétés chimiques.

1° Le fait qu'une allumette enflammée s'éteint dans l'azote prouve que l'azote ne brûle pas (*incombustible*) et que l'azote ne permet pas à un corps de brûler (*non comburant*).

On verra que la respiration est analogue à une *combustion* (action de brûler) : il n'est donc pas étonnant que l'azote seul ne permette pas la vie.

2° Si l'on met l'azote en contact avec des corps doués d'une grande activité chimique (hydrogène, chlore, oxygène, soufre, phosphore, carbone) on ne constate généralement aucune *réaction chimique* : c'est pourquoi les chimistes ont longtemps considéré l'azote comme étant inactif chimiquement (azote veut dire « privé de vie »).

En réalité, on sait aujourd'hui réaliser les conditions dans lesquelles l'azote entre en réaction, en particulier avec l'oxygène et l'hydrogène, ce qui permet la préparation de produits chimiques d'importance capitale (engrais azotés, poudre de guerre, explosifs, matières colorantes).

RÉSUMÉ

A. — L'air atmosphérique est un gaz invisible qui presse sur tous les corps en contact avec lui; il peut être liquéfié : c'est alors un liquide limpide, légèrement bleu, dont la température est très basse.

L'ébullition de l'air liquide, qui ne se fait pas à température fixe, donne surtout de l'azote au début, et presque uniquement de l'oxygène à la fin : ces faits prouvent que l'air est un mélange.

Avec du phosphore, qui n'agit que sur l'oxygène, on peut montrer que l'air contient environ $\frac{1}{5}$ de son volume d'oxygène et $\frac{4}{5}$ d'azote; il y a aussi un peu de gaz rares et, dans l'air non purifié, des traces de gaz carbonique, des quantités variables de vapeur d'eau et des poussières.

B. — L'azote ressemble physiquement à l'air, dont il est le principal constituant (78 % en volume).

C'est un gaz incolore, inodore, très peu soluble dans l'eau, très difficilement liquéfiable, incombustible et non comburant (n'entretient ni les combustions, ni la respiration).

Apparemment dépourvu d'activité chimique, il réagit néanmoins dans certaines conditions, particulièrement avec l'hydrogène et l'oxygène, et conduit alors à des produits chimiques très importants.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Citer des faits d'observation et d'expérience mettant en évidence la présence de l'air partout autour de nous.

— Qu'entend-on par *pression atmosphérique* ?

— Est-il facile de liquéfier l'air ? Pourquoi ?

— Exposer et expliquer les précautions que l'on prend dans la conservation de l'air liquide.

— Quels sont les faits qui prouvent que l'air liquide est un mélange?

— Quels sont les constituants principaux de l'air? Comment les distingue-t-on?

— Dans l'analyse de l'air, pourrait-on remplacer le phosphore par le carbone, qui donne, avec l'oxygène, du gaz carbonique peu soluble dans l'eau?

— Après disparition de l'oxygène, le volume gazeux restant ne contient-il que de l'azote?

— Comment pourrait-on mettre en évidence le fait que l'air porte des poussières?

— Citer des faits d'observation ou d'expérience prouvant la présence de vapeur d'eau dans l'air.

— Qu'est-ce que l'air pur et sec? Quelle est sa composition en volumes?

— Comparer les propriétés physiques de l'azote à celles de l'air.

— Comment et pourquoi prépare-t-on industriellement de l'azote?

— Comment obtient-on rapidement un petit volume d'azote atmosphérique?

— Expliquer les qualificatifs : *incombustible* et *non comburant*, donnés à l'azote.

— Justifier le mot *azote* (privé de vie); que doit-on en penser actuellement?

1. Un litre d'air liquide, récemment liquéfié, pèse 0,91 kg et contient approximativement (en poids) 48 % d'oxygène et 52 % d'azote : calculer les volumes d'oxygène et d'azote que l'on obtiendrait en vaporisant complètement ce litre d'air liquide, en supposant que ces volumes sont mesurés dans les conditions où 32 g d'oxygène et 28 g d'azote occupent respectivement 22,4 l.

2. En prenant pour composition en volumes de l'« air pur et sec » : 78 % d'azote, 21 % d'oxygène et 1 % d'argon, calculer le poids d'un litre de cet air dans les conditions où des volumes égaux à 22,4 l d'azote, d'oxygène et d'argon pèsent respectivement 28 g, 32 g et 40 g.

3. Avec les données du problème précédent calculer les poids d'azote, d'oxygène et d'argon contenus dans 100 g d'air (composition centésimale de l'air en poids).

4. Dans un tube recourbé où l'on a analysé l'air par le phosphore, on trouve pour le volume restant : $v = 30 \text{ cm}^3$; supposant que tout l'oxygène s'est uni au phosphore et que les conditions sont redevenues ce qu'elles étaient avant la combustion du phosphore, calculer le volume d'air initial (composition de l'air en volumes : 78 % d'azote, 21 % d'oxygène et 1 % de gaz rares).

5. On a fait passer de l'air pur et sec sur du cuivre fortement chauffé; sachant que ce cuivre s'unit à l'oxygène de l'air, et que l'azote restant pèse 7 g, calculer le volume de l'air utilisé (dans les conditions où 28 g d'azote occupent 22,4 l, et en négligeant les gaz rares).

TROISIÈME CHAPITRE

L'EAU CORPS COMPOSÉS ET CORPS SIMPLES

13. Eaux naturelles et eau pure.

a) Une eau naturelle quelconque, qu'elle provienne d'une source, d'un puits, d'une mare, d'une rivière, de la pluie, n'est pas de l'eau pure; même filtrée, elle *contient toujours des gaz et des solides en solution*.

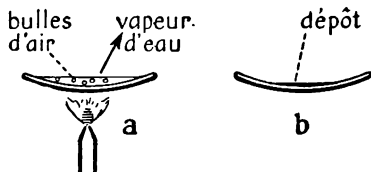


FIG. 12. — La vaporisation d'un peu d'eau du robinet, sur un morceau de verre mince, montre qu'elle contient de l'air et des solides en solution.

L'eau *potable* que des canalisations étanches amènent dans nos maisons, et qui a été soigneusement filtrée, n'est encore qu'un *mélange* (fig. 12) : c'est d'ailleurs nécessaire car, pour convenir à notre alimentation, l'eau doit être *aérée* et contenir un peu de *sels de calcium*.

Certaines eaux de source (eaux gazeuses, eaux minérales de Vichy, de Vittel, de Vals) sont particulièrement chargées en matières dissoutes; ces

substances leur donnent des propriétés particulières qui expliquent leur emploi dans le traitement d'un bon nombre de maladies.

b) D'un échantillon quelconque d'eau impure on peut toujours, nous l'avons vu, extraire de l'eau *pure* par **distillation** (fig. 4 et 13); dans toute distillation de ce genre, on observe :

- 1° Le départ des gaz dissous, dès le premier échauffement;
- 2° La vaporisation de l'eau par ébullition, puis la *condensation de la vapeur d'eau* en eau distillée dans la partie refroidie du dispositif;
- 3° Le dépôt des solides dissous.

Si l'on vaporise une goutte de l'eau distillée obtenue, en la chauffant sur un morceau de verre, on ne voit ni **dégagement de gaz**, ni **dépôt de solides** : *c'est un corps pur.*

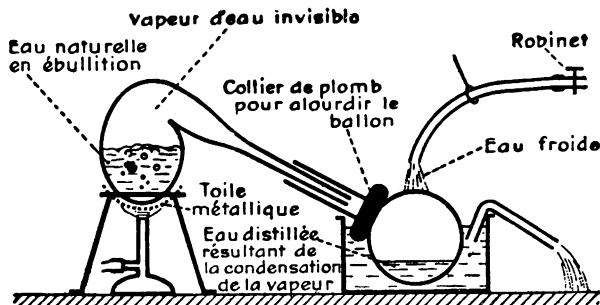


FIG. 13. — Montage de laboratoire pour distillation simple.

14. Propriétés physiques de l'eau pure.

a) *L'eau distillée n'a ni couleur, ni odeur, ni saveur.*

b) **Constantes physiques.** — En présentant l'eau distillée comme type de corps pur, nous avons déjà mentionné certaines de ses **constantes physiques** :

— **Poids spécifique** : le poids d'un cm^3 d'eau pure, à la température 4° , est pratiquement égal à 1 g, ce qui établit une correspondance précieuse entre les unités de volume et les unités de poids ;

— **Point de congélation** : l'eau pure commence à se congeler à zéro degré et cette température demeure fixe pendant que l'eau se transforme en glace ; on verra d'ailleurs en Physique que c'est par convention que cette température fixe est le **point zéro** des thermomètres usuels.

— **Point d'ébullition** : l'eau pure, sous la pression atmosphérique normale ⁽¹⁾, commence à bouillir à 100° , et cette température demeure fixe pendant que l'eau se transforme en grosses bulles de vapeur d'eau ; c'est aussi par convention que cette température est le **point cent** des thermomètres.

On précisera, en classe de Physique, la signification de ces constantes physiques ; on verra que d'autres constantes physiques de l'eau pure (chaleur spécifique, chaleur de fusion, chaleur de vaporisation) sont souvent prises aussi comme termes de comparaison.

c) **Propriétés dissolvantes.** — *L'eau pure est un remarquable solvant*, c'est-à-dire que de nombreux corps solides, liquides ou gazeux sont solubles dans l'eau ; c'est pourquoi, en particulier, les eaux naturelles se char-

(1) C'est-à-dire celle qui correspond à exactement 76 cm de mercure (fig. 6).

gent toujours de corps étrangers en cheminant dans l'atmosphère puis à la surface ou à l'intérieur de la terre.

Certains liquides, comme l'alcool ordinaire ou l'acide sulfurique, se dissolvent dans l'eau en quantités illimitées : on dit qu'ils sont *miscibles à l'eau en toutes proportions*.

Par contre, avec les autres corps solubles, si on en fait dissoudre de plus

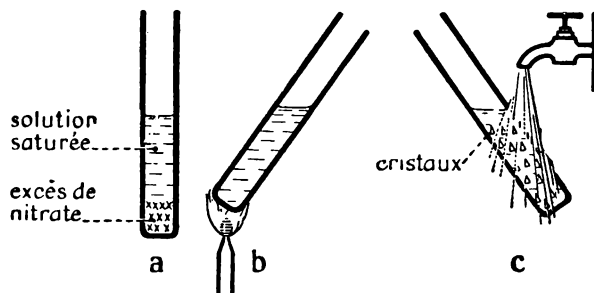


FIG. 14. — Le nitrate est beaucoup plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide :

La solution, saturée à froid (a), ne l'est plus à chaud (b) mais le redevient par refroidissement (c); l'excès de nitrate réapparaît alors sous forme de cristaux.

cuisine, et 2.000 g/l pour le sucre ordinaire dans l'eau froide).

Le coefficient de solubilité varie, en général, avec la température; c'est ainsi que beaucoup de solides sont plus solubles à chaud qu'à froid (sucre, nitrates; fig. 14); c'est le contraire pour les gaz, qu'un simple échauffement chasse de la solution.

Il faut noter qu'un échauffement, même s'il n'augmente pas le coefficient de solubilité, accélère toujours la dissolution; par exemple, l'eau chaude ne dissout guère plus de sel de cuisine que l'eau froide mais dissout ce sel plus rapidement : c'est pourquoi les ménagères préparent à l'eau bouillante les saumures qui permettront la conservation de certaines denrées.

15. Décomposition de l'eau pure.

a) **Par voie électrolytique.**— Si l'on fait passer un courant électrique dans un électrolyseur contenant de l'eau additionnée de soude, on constate que des gaz se dégagent aux électrodes : on dit qu'il y a **électrolyse** (fig. 15).

Le gaz dégagé à l'anode rallume une allumette ne présentant plus qu'un point rouge : c'est de l'**oxygène**;

Le gaz recueilli à la cathode brûle au contact d'une flamme en produisant une légère explosion : nous verrons qu'à ce caractère on reconnaît l'**hydrogène**.

en plus dans une quantité d'eau déterminée, on arrive à un *maximum* à partir duquel la dissolution est impossible : **la solution est saturée** :

On appelle **coefficient de solubilité** d'un corps cette concentration maxima, variable d'un corps à l'autre (environ 350 g par litre pour le sel de

Or, l'on sait mesurer la quantité de soude en solution dans l'eau de l'électrolyseur avant et après l'électrolyse : l'on constate que c'est la même; de plus,

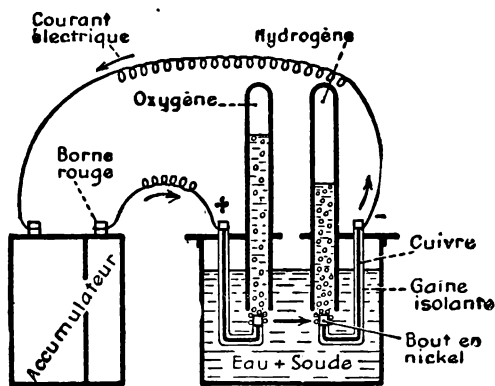


FIG. 15. — *Electrolyse de l'eau additionnée de soude.*

(Tout électrolyseur comprend deux électrodes; celle qui est reliée à la borne rouge de l'accumulateur est l'anode (+) : c'est par cette électrode que le courant électrique arrive dans l'électrolyseur; l'autre est la cathode (—) : c'est l'électrode de sortie du courant.)

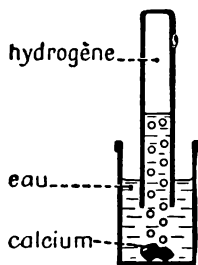


FIG. 16. — *Décomposition de l'eau par le calcium :*

On recueille le gaz dégagé dans un tube à essai, puis on l'approche d'une flamme : la légère explosion montre que ce gaz est de l'hydrogène.

des pesées précises montrent que de l'eau disparaît au cours de l'électrolyse; donc :

Par électrolyse en présence de soude, de l'eau s'est dédoublée en oxygène et hydrogène.

b) Par voie chimique. — On peut aussi séparer l'eau en oxygène et hydrogène par intervention d'un corps avide d'oxygène, le calcium par exemple (fig. 16).

Dans ce cas, seul l'hydrogène se dégage, car l'oxygène forme avec le calcium un produit blanc (la chaux) qui trouble l'eau.

C'est là un exemple de *réaction chimique* :

Une réaction chimique est une transformation qui modifie la nature des corps qu'elle met en jeu (dans le cas présent, la réaction entre le calcium et l'eau transforme ces corps en chaux et hydrogène); elle est donc beaucoup plus *durable* et *profonde* qu'une transformation purement physique comme la vaporisation de l'eau, ou encore la dissolution du sucre.

c) Conclusion: l'eau pure est un corps composé.

On dit en effet qu'un corps pur est composé quand il peut donner naissance à des corps nouveaux, soit par électrolyse, soit par réaction chimique.

La transformation est une **décomposition**: on dira par exemple que dans l'électrolyse de l'eau additionnée de soude, il y a *décomposition de l'eau en oxygène et hydrogène*.

16. Classification des corps purs en corps composés et corps simples.

Nous verrons, dans la suite du cours de Chimie, que la plupart des corps purs sont, comme l'eau, des corps *composés*.

Il existe pourtant des corps purs que ni l'électrolyse, ni les réactions chimiques ne parviennent à dédoubler en d'autres corps : c'est le cas par exemple de l'*oxygène*, de l'*hydrogène*, de l'*azote*, du *carbone*, du *soufre*, du *zinc*, du *fer*.

De tels corps, que l'on n'a jamais pu décomposer, sont appelés corps simples.

On ne compte que 92 corps simples, alors que les corps composés se chiffrent par centaines de mille.

17. Composition de l'eau; analyse et synthèse.

Faire l'*analyse* d'un composé, c'est chercher les corps simples qui le constituent; quand elle ne donne que la liste de ces corps simples, l'analyse est dite *qualitative*; elle est *quantitative* quand elle en donne aussi les proportions.

Or, l'électrolyse précédente montre que *l'eau se décompose en donnant un volume d'oxygène pour deux volumes d'hydrogène* (fig. 15) : elle réalise donc à la fois l'analyse qualitative et quantitative de l'eau.

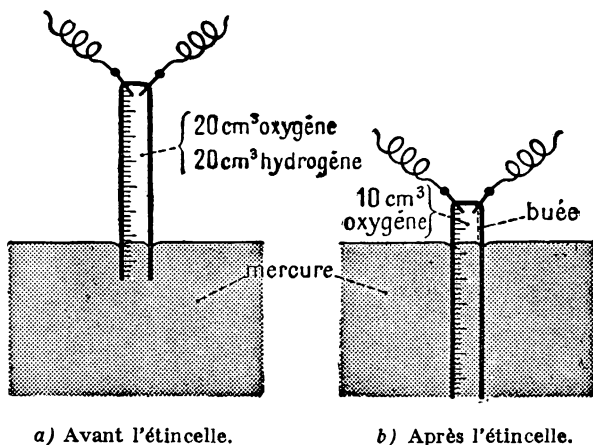


FIG. 17. — Eudiomètre.

L'eudiomètre est une éprouvette graduée, en verre épais, munie de 2 électrodes métalliques; l'étincelle électrique provoque la combinaison des gaz mélangés.

D'une manière générale, pour être sûr qu'un constituant n'est pas passé inaperçu à l'analyse qualitative, et que les proportions trouvées par l'analyse

quantitative sont exactes, il est bon de contrôler les résultats de ces analyses par l'opération inverse de synthèse :

*Faire la **synthèse** d'un corps composé, c'est le reconstituer à partir des corps simples indiqués par l'analyse;*

La synthèse de l'eau s'effectue commodément dans un **eudiomètre** (fig. 17); elle ne demande pas d'autre corps simple que l'oxygène et l'hydrogène et montre que le volume d'oxygène utilisé est toujours la moitié du volume d'hydrogène qui disparaît en même temps, quels que soient les volumes de ces gaz mis initialement en présence dans l'eudiomètre (fig. 17).

Cette synthèse confirme donc bien les résultats de l'électrolyse quant à la composition de l'eau.

18. Différences entre mélange et corps composé (ou combinaison chimique).

Considérons, dans l'eudiomètre, l'oxygène et l'hydrogène avant le passage de l'étincelle électrique : ils forment un **mélange**, tout comme l'oxygène et l'azote dans l'air.

Dans un tel **mélange** :

1^o Chaque corps conserve ses propriétés particulières;

2^o Les proportions des corps mélangés peuvent varier à volonté.

Au contraire, après passage de l'étincelle, l'hydrogène et une partie de l'oxygène forment des gouttelettes d'eau, et, dans ce **corps composé** :

1^o On ne retrouve plus les propriétés des corps composants; oxygène et hydrogène se sont **combinés**, c'est-à-dire qu'une **réaction chimique** les a unis beaucoup plus intimement que dans un mélange, faisant disparaître leurs propriétés particulières pour engendrer une **combinaison** dont les propriétés sont toutes nouvelles;

2^o Les proportions des corps combinés sont toujours les mêmes; en d'autres termes, la **composition d'un corps pur composé (ou combinaison chimique) est définie et invariable.**

19. Propriétés chimiques de l'eau.

Divers corps sont capables de provoquer la décomposition de l'eau pour se combiner à son oxygène, pendant que l'hydrogène, libéré, se dégage; nous verrons que de tels corps sont dits **réducteurs**, d'où le nom de **réductions** donné à ces réactions.

L'action du calcium sur l'eau (fig. 16) est l'une de



FIG. 18. — Un petit fragment de sodium, jeté dans l'eau, réagit immédiatement en donnant de l'hydrogène (que l'on peut enflammer) et de la soude (qui se dissout). La chaleur dégagée par cette réduction fait fondre le sodium.

ces réductions; on en obtient une autre, plus vive encore, avec du *sodium* (fig. 18).

Nous aurons l'occasion d'étudier aussi la réduction de l'eau par le *carbone* (§-38-b) et le *fer* (§ 72-b), et nous verrons que ces deux réactions comportent des applications industrielles (préparations du *gaz d'eau* et de l'*hydrogène*).

RÉSUMÉ

Les eaux naturelles, même filtrées, sont toujours des mélanges, car elles contiennent des gaz et des solides dissous dans l'eau; on obtient l'eau pure par distillation d'une eau naturelle.

L'eau pure est incolore, inodore, sans saveur; ses constantes physiques sont particulièrement intéressantes (point de congélation: 0°; point d'ébullition à la pression normale: 100°; poids de 1 litre à 4°: 1 kg).

L'eau est un excellent solvant, capable de dissoudre de nombreux corps gazeux, liquides, et solides. La plupart des corps solubles sont caractérisés par un coefficient de solubilité (concentration maxima) qui varie généralement avec la température.

L'analyse de l'eau, c'est-à-dire la recherche qualitative et quantitative de ses constituants, s'effectue facilement par électrolyse de l'eau sodée; on peut en contrôler les résultats par la synthèse, qui est la reconstitution du corps composé à partir des corps simples indiqués par l'analyse. Analyse et synthèse de l'eau prouvent qu'elle est formée d'oxygène combiné à deux fois son volume d'hydrogène.

La décomposition de l'eau par électrolyse ou réaction chimique montre que c'est un corps composé; au contraire, des corps indécomposables comme l'oxygène et l'hydrogène sont des corps simples.

Dans un composé, les composants sont combinés et non mélangés; ils n'ont plus leurs propriétés particulières, et leurs proportions sont définies et invariables.

L'eau peut être décomposée par des corps réducteurs (calcium, sodium, carbone, fer) qui se combinent à l'oxygène de l'eau, pendant que l'hydrogène se dégage.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Comment peut-on montrer, par une expérience rapide, qu'une eau naturelle quelconque est un *mélange*?
- Qu'est-ce qui prouve que l'eau distillée est de l'eau pure?
- L'eau *pure* est-elle de l'eau *potable*? Pourquoi?
- Pourquoi, à défaut d'eau distillée, vaut-il mieux prendre de l'eau de pluie pour laver des épreuves de photographie ou regarnir des accumulateurs électriques?
- Que peut-on faire pour maintenir un corps à une température fixe égale à zéro degré?
- Avec de l'eau pure et froide et une balance, comment peut-on mesurer la capacité d'un récipient?

— Est-il correct de dire que l'eau sucrée s'obtient en faisant « fondre » du sucre dans l'eau ?

— Qu'entend-on par *solution*; *concentration* d'une *solution*; *solution saturée*; *coefficient de solubilité* d'un corps soluble ?

— Comment peut-on observer la *cristallisation* d'un corps beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid ?

— Comment pourrait-on faire *cristalliser* le sel de l'eau salée ?

— Citer des faits montrant l'intérêt biologique, géologique, industriel, des *propriétés dissolvantes* de l'eau.

— Montrer que l'électrolyse de l'eau sodée réalise l'*analyse qualitative* et *quantitative* de l'eau.

— Qu'est-ce qu'un *eudiomètre* ? A quoi peut-il servir ?

— Comparer corps pur composé et corps pur simple; exemples ?

— Comparer *mélange* et *combinaison chimique*.

— Qu'entend-on par *réduction* de l'eau; exemples ?

1. On mélange dans l'eudiomètre 50 cm³ d'hydrogène et 10 cm³ d'oxygène; quels sont le volume et la nature du résidu gazeux après passage de l'étincelle électrique ?

2. Un eudiomètre contient 44,8 cm³ d'hydrogène (dans les conditions où 2 g d'hydrogène occupent un volume de 22,4 l) et de l'oxygène; sachant qu'après passage de l'étincelle électrique il ne reste plus que de l'oxygène, calculer le poids d'eau formé (composition de l'eau en poids : 1 g d'hydrogène et 8 g d'oxygène dans 9 g d'eau).

3. Une électrolyse d'eau sodée a fait disparaître 3,6 g d'eau; calculer les volumes l'oxygène et d'hydrogène recueillis aux électrodes, dans les conditions où 32 g d'oxygène d'une part et 2 g d'hydrogène d'autre part, occuperaient un même volume de 22,4 l. (Composition de l'eau en poids : 1 g d'hydrogène et 8 g d'oxygène dans 9 g d'eau).

4. Sachant que dans la réduction de l'eau par le calcium, 5 g de calcium se combinent à 4 g d'oxygène, calculer le volume d'hydrogène libéré après disparition de 1 g de calcium (dans les conditions où 32 g d'oxygène occupent 22,4 l).

5. Quel poids de sodium faut-il faire agir sur l'eau pour obtenir 112 cm³ d'hydrogène (dans les conditions où 2 g de ce gaz occupent 22,4 l), sachant que l'eau contient 8 g d'oxygène pour 1 g d'hydrogène et que 23 g de sodium se combinent à 8 g d'oxygène.

6. Sachant que dans la réduction de l'eau par le fer, 21 g de fer se combinent à 8 g d'oxygène, calculer le poids d'eau réduit par 11,2 g de fer, et le volume d'hydrogène dégagé (dans les conditions où 22,4 l de ce gaz pèsent 2 g); on prend pour composition de l'eau en poids : 1/9 d'hydrogène et 8/9 d'oxygène.

QUATRIÈME CHAPITRE

MOLÉCULES ET ATOMES SYMBOLES ET POIDS ATOMIQUES FORMULES ET POIDS MOLÉCULAIRES

20. Molécules de corps purs.

Imaginons un lutin minuscule occupé à partager une goutt.lette d'eau : il en fait par exemple dix portions égales, puis divise en dix chacune de ces portions, et continue ces réductions au dixième pour obtenir des particules d'eau de plus en plus petites ; une question se pose : pourrait-il continuer ainsi indéfiniment ?

Nous pouvons aujourd'hui affirmer que ce n'est pas possible : après une vingtaine de ces divisions successives il arriverait à des particules d'eau qui, s'il voulait encore les fractionner, perdraient les propriétés de l'eau en se scindant en particules d'oxygène et d'hydrogène ; ces particules d'eau, les plus petites que l'on puisse envisager, sont des **molécules** d'eau ; ce qui est vrai pour l'eau l'est aussi pour tous les autres corps purs ; ainsi :

La matière n'est pas divisible indéfiniment ; on appelle molécule la plus petite partie d'un corps pur qui en garde les propriétés et puisse exister librement, indépendamment d'autres particules.

Toutes les molécules d'un corps pur, simple ou composé, sont *identiques* ; les molécules d'un mélange appartiennent au contraire à plusieurs espèces : par exemple, l'eau salée contient des molécules d'eau voisinant avec des molécules de sel.

Ces molécules sont assemblées *sans aucun ciment* : il y a des vides entre les molécules comme entre les grains d'un tas de sable ; par exemple, si une goutte d'eau paraît être de la matière bien pleine, homogène, *continue*, c'est à cause de l'*extrême petitesse des molécules* qui s'y trouvent juxtaposées en nombre extraordinairement grand.

Le plus grossissant des microscopes est encore impuissant à nous les faire distinguer ; il nous fait voir une gouttelette d'eau à la façon dont nous ver-

rons un tas de sable de très loin, c'est-à-dire comme une tache claire et homogène.

On a pu, en effet, évaluer les dimensions des molécules : on en compte environ 30 milliards dans un cube d'eau d'un millième de mm de côté, dont le poids n'est qu'un milliardième de milligramme !

Il y a plus de molécules dans une pincée de sel fin que de grains de sable sur toutes les plages du monde; il faudrait plus de 800 millions de siècles pour compter les molécules d'une bulle d'oxygène ou d'hydrogène d'environ $1/10^6$ de cm^3 , en comptant jour et nuit à raison d'une molécule par seconde !

21. Atomes de corps simples.

a) *Toute molécule est formée d'atomes.* — Puisque l'eau peut être décomposée en oxygène et hydrogène, c'est que les molécules d'eau sont elles-mêmes des assemblages de particules d'oxygène ou d'hydrogène;

Toute molécule de corps pur est ainsi une combinaison de particules de corps simples que l'on appelle atomes de ces corps simples :

L'atome d'un corps simple est la plus petite partie de ce corps qui puisse se combiner avec d'autres atomes pour former une molécule.

Une molécule de corps *simple* contient des atomes identiques;

Une molécule de corps *composé* contient des atomes appartenant à plusieurs espèces.

Les dimensions des atomes sont donc encore inférieures à celles des molécules; *dans une molécule. les atomes ne sont pas non plus cimentés*, mais maintenus à certaines distances les uns des autres par des forces, les unes attractives, les autres répulsives, d'intensités variables suivant la nature de la molécule; ceci explique que les diverses molécules offrent plus ou moins de résistance à la décomposition.

b) *Dans les phénomènes électrolytiques ou chimiques qui provoquent la décomposition des molécules, les atomes ne*

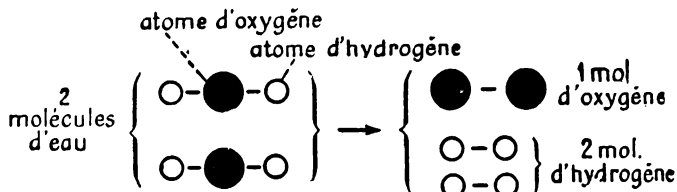


FIG. 19. — Représentation schématique de la décomposition des molécules d'eau.

(Chaque molécule d'eau est formée d'un atome d'oxygène combiné à deux atomes d'hydrogène).

sont jamais détruits (d'ailleurs *atome* veut dire *insécable*); ils sont seulement libérés et se combinent autrement pour donner de nouvelles molécules.

Par exemple, par suite de l'électrolyse de l'eau, des molécules d'eau, en se

détruisant, libèrent des atomes d'oxygène et d'hydrogène qui s'associent par couples de la même espèce pour donner des molécules d'oxygène d'une part, et des molécules d'hydrogène d'autre part (fig. 19).

22. Atomes-grammes; symboles et poids atomiques.

a) Les poids des atomes sont bien trop petits pour se prêter aux calculs des chimistes; dans leurs travaux, les chimistes envisagent toujours d'énormes « paquets » d'atomes identiques, conduisant à des poids de corps simples dont la pesée est commode, et qu'ils appellent *atomes-grammes*.

Un atome-gramme est une portion de corps simple comprenant un certain nombre n d'atomes identiques; les atomes-grammes de tous les corps simples correspondent au même nombre n (1) d'atomes.

b) *Un atome-gramme se représente par un symbole.*

Un symbole est une majuscule correspondant en général à la première lettre du nom du corps simple considéré; par exemple *O* est le symbole de l'oxygène, *H* est celui de l'hydrogène; quand il peut y avoir confusion, on ajoute une minuscule: ainsi, *C* étant le symbole du carbone, celui du calcium est *Ca*, celui du cuivre *Cu*.

c) *Le nombre qui exprime le poids d'un atome-gramme de corps simple est appelé poids atomique du corps simple.*

A chaque symbole de corps simple correspond donc un *poids atomique*; par exemple on écrit :

$$\left. \begin{array}{l} O = 16 \\ H = 1 \\ C = 12 \end{array} \right\} \text{ce qui signifie que : } \left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ at-gr d'oxygène pèse } 16\text{g;} \\ 1 \text{ at-gr d'hydrogène pèse } 1\text{ g;} \\ 1 \text{ at-gr de carbone pèse } 12\text{ g;} \end{array} \right.$$

Rappelons-nous que ce ne sont pas les poids réels des atomes mais les poids de « paquets » de n atomes de chaque espèce.

Comme ce nombre n est le même pour tous les corps simples, il y a les mêmes rapports entre les poids réels des atomes de corps simples et leurs poids atomiques: ce qui fait souvent appeler ces poids atomiques les *poids relatifs* des atomes.

Le tableau placé à la fin de ce manuel donne les symboles et les poids atomiques des principaux corps simples.

23. Molécules-grammes; formules et poids moléculaires.

a) Un corps composé résulte de la combinaison de corps simples: il est par suite commode de le représenter à partir des corps simples qui le constituent :

(1) Ce nombre, dont nous avons peine à imaginer la valeur énorme (environ 600.000 milliards de milliards), est appelé *nombre d'Avogadro*, du nom d'un chimiste italien du début du XIX^e siècle.

Par exemple, une étude approfondie de la composition de l'eau, basée sur l'analyse, la synthèse et la connaissance de ses propriétés chimiques, conduit à admettre qu'une molécule d'eau contient 1 atome d'oxygène combiné à deux atomes d'hydrogène (fig. 19).

Si l'on prend un « paquet » de n molécules d'eau, il s'y trouvera n atomes d'oxygène, soit 1 atome-gramme d'oxygène (O) et $2n$ atomes d'hydrogène, soient 2 atomes-grammes d'hydrogène (H_2);

Pour le représenter, il suffira donc d'écrire : H_2O .

Par analogie avec ce qui a été dit des atomes-grammes, **on appelle molécule-gramme une telle portion de corps pur comprenant n molécules identiques de ce corps pur;**

Ce nombre n est le même pour toutes les molécules-grammes, et égal au nombre des atomes contenus dans un atome-gramme de corps simple.

b) La représentation d'une molécule-gramme est une formule; ainsi, H_2O est la formule de l'eau, et nous verrons par exemples que :

La formule du gaz carbonique (carbone + oxygène) est CO_2 ;

La formule de la soude (sodium + oxygène + hydrogène) est $NaOH$.

c) Le nombre qui exprime le poids d'une molécule-gramme de corps pur est appelé poids moléculaire.

A chaque formule de corps pur correspond donc un poids moléculaire, égal à la somme des poids atomiques correspondant à tous les symboles représentés dans la formule.

Par exemple, la formule H_2O signifie que 1 mol.-gr. d'eau contient 1×2 g d'hydrogène (puisque $H = 1$) et 16 g d'oxygène (puisque $O = 16$); son poids est donc : $2 + 16 = 18$ grammes.

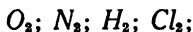
Ce nombre 18 est le poids moléculaire de l'eau, et l'on écrit : $H_2O = 18$.

De même, le poids moléculaire de la soude, dont la formule est $NaOH$ (avec $Na = 23$, $O = 16$, $H = 1$), a pour valeur :

$$23 + 16 + 1 = 40$$

et l'on écrit : $NaOH = 40$.

Remarque : formules des corps simples. — Nous avons vu que des atomes *identiques* peuvent s'unir pour former des molécules de corps simples; en particulier, les molécules des gaz *usuels* tels que l'oxygène, l'azote, l'hydrogène, le chlore, comprennent 2 atomes (molécules *diatomiques*) : il en résulte que les molécules-grammes de ces corps simples contiennent deux atomes-grammes et que leurs **formules** doivent s'écrire :



Mais, pour la plupart des corps simples solides ou liquides, il est difficile de connaître le nombre des atomes qui forment une molécule : aussi se contente-

t-on de représenter ces corps simples par leurs symboles : S (soufre), P (phosphore), C (carbone), Hg (mercure), Fe (fer), Mg (magnésium), etc...

24. Volume moléculaire; loi d'Avogadro.

Si l'on mesure les volumes occupés par des molécules-grammes de divers corps purs (simples ou composés), *à l'état gazeux* et pour les mêmes degrés d'échauffement et de compression, on trouve qu'ils sont *égaux*.

En appelant **volume moléculaire** le volume occupé par une molécule-gramme gazeuse, on peut traduire ce résultat très remarquable par la loi d'Avogadro :

Le volume moléculaire est le même pour tous les corps purs, considérés à la même température et sous la même pression.

Dans les conditions que l'on appelle *normales*, et qui correspondent à la température zéro degré et à la pression atmosphérique normale, ce volume moléculaire commun à tous les corps purs gazeux vaut :

$V. \approx 22,4 \text{ litres}$

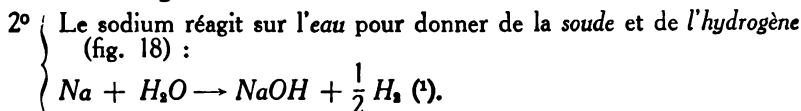
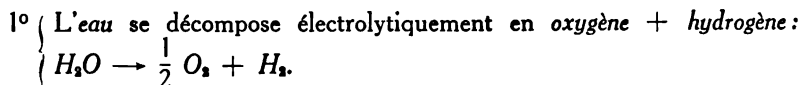
Puisque :

$$\left. \begin{array}{l} H_2 = 2 \\ O_2 = 32 \\ CO_2 = 44 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{on voit que,} \\ \text{dans les} \\ \text{conditions} \\ \text{normales :} \end{array} \left\{ \begin{array}{lll} 2g \text{ d'hydrogène occupent un volume de} \\ 32g \text{ d'oxygène} & - & - \\ 44g \text{ de gaz carbonique} & - & - \end{array} \right\} 22,4 \text{ litres.}$$

25. Équation chimique.

a) Dans une réaction chimique, des corps disparaissent pendant que d'autres se forment; pour la représenter schématiquement, on écrit dans un premier membre les formules des corps mis en réaction, et dans un second membre les formules des corps produits par la réaction.

Ces deux membres, séparés par le signe $\rightarrow$, constituent une **équation chimique**; par exemples :



(1) On préfère écrire $\frac{1}{2} O_2$ ou $\frac{1}{2} H_2$ (demi molécules-grammes) plutôt que O ou H (atomes grammes) pour souligner que ces gaz ne se dégagent pas sous forme d'atomes libres mais sous forme de molécules comprenant deux atomes.

b) Une équation chimique renseigne non seulement sur la nature des corps mis en jeu dans la réaction, mais aussi sur les proportions dans lesquelles ils interviennent :

Ainsi, la traduction *quantitative* de la seconde des équations chimiques ci-dessus est la suivante :

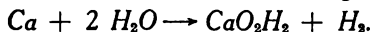
1 at.-gr. de sodium (ou 23 g) décompose 1 mol.-gr. d'eau (ou 18 g) pour donner 1 mol.-gr. de soude (ou 40 g) et 1/2 mol.-gr. d'hydrogène (ou 1 g).

c) Puisque, dans les réactions chimiques habituelles, les atomes sont *indestructibles*, les atomes-grammes le sont aussi, et **il doit se trouver les mêmes nombres des mêmes symboles de chaque côté du signe $\rightarrow$;**

Cette remarque permet de vérifier que l'équation chimique est *équilibrée*, c'est-à-dire écrite correctement.

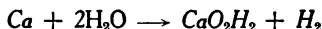
On peut voir, par exemple, que l'équation ci-dessous, qui représente la réaction de calcium sur l'eau, est équilibrée ⁽¹⁾ :

Calcium + eau $\rightarrow$ chaux + hydrogène;



Application numérique. — On a fait agir 4 g de calcium pur sur de l'eau; calculer le poids de l'eau décomposée et le volume d'hydrogène qui s'est dégagé, les conditions de température et pression étant supposées normales.

1° L'équation chimique :



montre qu'un at.-gr. de calcium, soit 40 g (puisque $Ca = 40$), décompose 2 mol.-gr. d'eau, c'est-à-dire $18 \times 2 = 36$ g (puisque $H_2O = 18$); donc 4 g de calcium, qui correspondent ici à 1/10^e d'at.-gr., décomposent 10 fois moins d'eau, soit 3,6 g d'eau.

2° La même équation indique que la disparition de 40 g de calcium est accompagnée du dégagement d'un *volume moléculaire* d'hydrogène (H_2), occupant 22,4 l dans les conditions normales; avec 4 g de calcium le volume d'hydrogène est 10 fois moindre et vaut 2,24 l.

RÉSUMÉ

La matière ne peut se diviser indéfiniment; on appelle molécule la plus petite partie d'un corps pur (simple ou composé) qui en garde les propriétés et puisse exister librement.

Une molécule résulte de la combinaison d'atomes; on appelle atome la

(1) Par convention, si un chiffre précède une formule il signifie que l'on envisage un nombre de mol.-gr. égal à ce chiffre : par exemple, le 2 placé devant H_2O indique que la réaction fait intervenir 2 mol.-gr. d'eau.

plus petite partie d'un corps simple qui puisse entrer dans une combinaison; les atomes, dans toutes les opérations de la chimie, demeurent indestructibles.

Un *atome-gramme* est une portion de corps simple comprenant un très grand nombre n d'atomes de ce corps simple ($n = \text{nombre d'Avogadro}$); il se représente par un *symbole*; son poids, en grammes, s'exprime par le *poids atomique* du corps simple.

Une *molécule-gramme* est une portion de corps pur (simple ou composé) comprenant aussi n molécules de ce corps pur; elle se représente par une *formule*, ou figurent les symboles des atomes-grammes qui composent cette molécule-gramme; le poids de la molécule-gramme d'un corps pur s'exprime, en grammes, par le *poids moléculaire* de ce corps pur; ce poids moléculaire s'obtient en faisant la somme des poids atomiques correspondant à tous les symboles de la formule.

On appelle *volume moléculaire*, le volume occupé par une molécule-gramme de corps pur pris à l'état gazeux; il est le même pour tous les corps purs considérés à la même température et sous la même pression (*Loi d'Avogadro*); dans les conditions normales (0° ; 76 cm de mercure), le volume moléculaire vaut 22,4 l.

Une *équation chimique* est la traduction, en symboles et formules, d'une réaction chimique; elle renseigne sur la nature et les proportions des corps purs figurant dans cette réaction; elle est *équilibrée* quand elle satisfait à la loi de la conservation des atomes-grammes,

QUESTIONS ET EXERCICES

— Que veut-on dire quand on affirme que l'homogénéité de l'eau pure n'est qu'une apparence?

— Comment doit-on se représenter la constitution d'un corps pur? d'un mélange?

— Que contiennent les *molécules*?

— Pourquoi les chimistes ont-ils appelé *atomes* les particules de corps simples?

— Peut-on parler d'atomes de corps composés? Et de molécules de corps simples?

— Préciser la différence entre atome et *atome-gramme*; molécule et *molécule-gramme*?

— Que faut-il connaître pour écrire correctement la *formule* d'un corps pur?

— Peut-on écrire les formules de tous les corps simples?

— Comment calcule-t-on le *poids moléculaire* d'un corps pur?

— Qu'entend-on par *volume moléculaire* d'un corps pur? Qu'a-t-il de remarquable?

— Donner des exemples d'*équations chimiques* et préciser leurs significations qualitative et quantitative (en poids et, s'il y a lieu, en volumes).

— Comment *équibrer* une équation chimique?

1. Calculer les *poids moléculaires* des corps purs suivants :

Chlorure de sodium (sel marin) ClNa ;

Soude NaOH ;

Sulfure de carbone CS_2 ;

Alcool éthylique (alcool ordinaire) $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$;

Saccharose (sucre ordinaire) $C_{12}H_{22}O_{11}$ (se servir du tableau des poids atomiques placé à la fin du livre).

2. Calculer le volume occupé, dans les *conditions normales*, par 1 g de chacun des corps purs gazeux suivants : oxygène (O_2), hydrogène (H_2), azote (N_2), ammoniac (NH_3), gaz sulfureux (SO_2), gaz carbonique (CO_2). (Se servir du tableau des poids atomiques.)

3. Calculer la *composition centésimale* (poids des corps simples dans 100 g du corps pur) des composés suivants : eau (H_2O); sulfure de fer (FeS); soude ($NaOH$) (Se servir du tableau des poids atomiques).

4. Calculer le poids d'un litre (mesuré dans les *conditions normales* : 0° ; 76 cm de mercure) des gaz suivants : hydrogène (H_2); oxygène (O_2); azote (N_2); gaz carbonique (CO_2); vapeur d'eau (H_2O); vapeur d'éther ($C_4H_{10}O$). (Se servir du tableau des poids atomiques.)

5. Dans l'expérience de l'électrolyse de l'eau sodée, on constate la disparition de 0,36 g d'eau : (H_2O) calculer les volumes d'oxygène et d'hydrogène recueillis dans les deux éprouvettes. (On suppose les *conditions normales*). $H = 1$; $O = 16$.

6. On a fait agir du sodium sur l'eau; calculer le poids de sodium mis en jeu par la réaction, sachant que le volume d'hydrogène dégagé (mesuré dans les *conditions normales*) est 1,12 l (Se servir du tableau des poids atomiques).

CINQUIÈME CHAPITRE

L'OXYGÈNE

O = 16

26. Préparation.

a) Industrielle. — Nous avons vu que l'industrie extrait de grandes quantités d'azote et d'oxygène de *l'air liquide*.

On prépare aussi l'oxygène, industriellement, par *électrolyse de l'eau additionnée de soude* (§ 15-a).

Cet oxygène industriel est fortement comprimé dans des tubes en acier

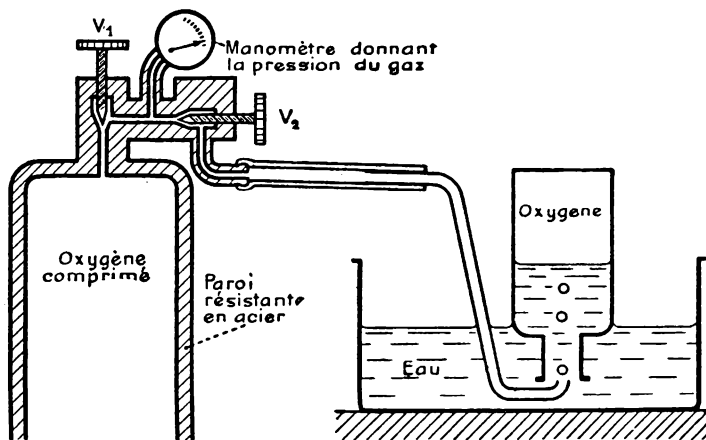


FIG. 20. — Pour détendre une fraction de l'oxygène comprimé, on dévisse légèrement le robinet à pointeau V_1 , puis, très progressivement, le robinet V_2 .

(analogues aux tubes d'azote) où la pression du gaz peut atteindre 150 fois la pression atmosphérique; en *détendant* ce gaz, c'est-à-dire en abaissant sa pression, grâce à des robinets spéciaux, jusqu'à la rendre égale à la pression atmosphérique (fig. 20), on obtient très facilement des quantités importantes d'oxygène.

b) Pour de faibles quantités : 1° Le plus commode est d'employer l'*oxylithe* (*pierre à oxygène*) : c'est un mélange solide, blanc, friable, dont

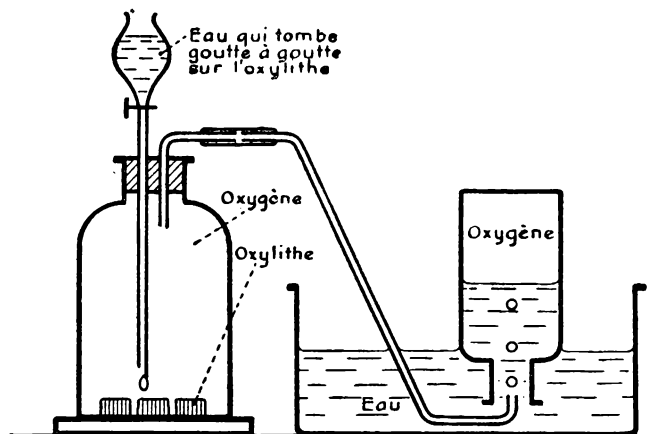
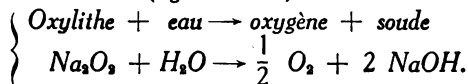


FIG. 21. — Préparation de l'oxygène par action de l'eau sur l'oxylithe.

le constituant générateur d'oxygène est le *bioxyde de sodium* (Na_2O_2) formé de *sodium* (Na) combiné à l'*oxygène* (O).

En présence d'eau, à froid, l'oxylithe produit de l'oxygène qu'il est facile de recueillir sur la *cuve à eau* (fig. 21 et 22) :



Le sodium se retrouve dans la *soude* (NaOH), qui se dissout dans l'eau; cette soude est *caustique*, détériorant les vêtements et la peau : aussi doit-on éviter de manipuler l'oxylithe, surtout avec des doigts humides.

Remarque. — La solution de soude qui se forme est *bleue*, à cause d'un composé du cuivre que l'on incorpore à l'oxylithe pour faciliter sa décomposition en présence d'eau; ce composé joue ici le rôle d'un *catalyseur*,

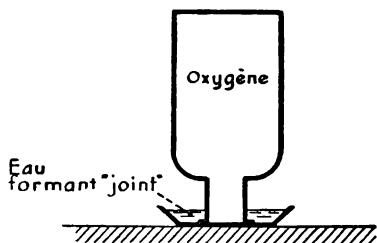


FIG. 22. — Flacon d'oxygène retiré de la cuve à eau.

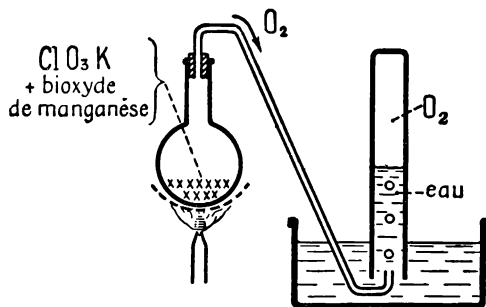


FIG. 23. — Préparation de l'oxygène par décomposition du chlorate de potassium.

c'est-à-dire d'un corps que l'on retrouve inaltéré après une réaction chimique, mais dont la seule présence rend la réaction plus facile et plus rapide.

2° A défaut d'oxylithe, on obtient de l'oxygène en décomposant du **chlorate de potassium** ClO_3K (composé de chlore (Cl), de potassium (K) et d'oxygène);

Il suffit de chauffer un mélange de ce corps et de bioxyde de manganèse (qui en régularise la décomposition, fig. 23) :



Le bioxyde de manganèse se retrouve inaltéré après la réaction : il joue donc encore le rôle d'un *catalyseur*.

27. Propriétés physiques.

Comme l'air, dont il est le second constituant par ordre d'importance quantitative, l'oxygène est un **gaz incolore, inodore et sans saveur**.

Le fait qu'on le recueille sur la cuve à eau montre que **l'oxygène est très peu soluble dans l'eau** (au maximum 36 cm³ par litre, à la température 15°); il est, cependant, deux fois plus soluble que l'azote dans les mêmes conditions.

L'oxygène ne se liquéfie qu'à très basse température; d'ailleurs nous remarquerons qu'un gaz peu soluble dans l'eau est aussi, presque toujours, difficilement liquéfiable.

L'oxygène liquide ressemble à de l'eau bleuie et bout à **température fixe** : — 183° sous la pression atmosphérique normale (constante physique de corps pur).

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

28. Combustions vives.

1° **Soufre**. — Si l'on chauffe du soufre, il fond puis s'enflamme et brûle dans l'air avec une courte flamme bleue (fig. 24).

En plongeant le soufre enflammé dans un flacon d'oxygène, **la combustion devient beaucoup plus vive** (fig. 25).

Cette combustion produit un gaz d'odeur suffocante bien connue (allu-

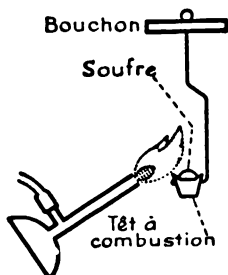


FIG. 24. — Combustion du soufre à l'air.

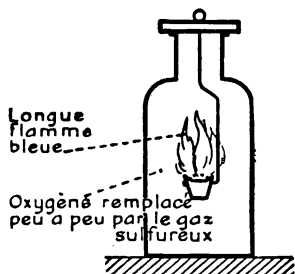
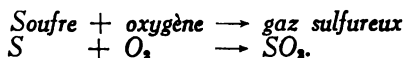


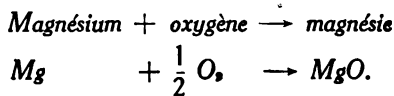
FIG. 25. — Combustion plus vive du soufre dans l'oxygène.

mettes soufrées), soluble dans l'eau, et dont la solution rougit la teinture de tournesol : c'est l'**anhydride sulfureux** :



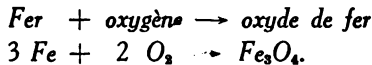
2° **Magnésium**. — Un ruban de magnésium brûle dans l'air avec une flamme très blanche (dont la lumière éblouissante permet de photographier en l'absence de lumière solaire).

Dans l'oxygène pur, la combustion est encore plus vive et le flacon se garnit d'une poudre blanche résultant de la combinaison du magnésium à l'oxygène ; c'est de l'**oxyde de magnésium** (ou magnésie, MgO) :



Cette poudre, délayée dans de l'eau, se dissout partiellement et colore en bleu le tournesol.

3° **Fer**. — Un fil de fer ne brûle pas dans l'air (il faudrait le réduire à l'état de poudre fine) ; mais, porté à l'incandescence dans l'oxygène pur grâce à la combustion d'un peu d'amadou (fig. 26), il brûle sans flamme, avec projection d'étincelles brillantes dues à des particules incandescentes d'**oxyde de fer** (fig. 27) :



L'oxyde de fer n'est pas soluble dans l'eau ; il est sans action sur le tournesol.

29. Oxydations; anhydrides et oxydes basiques.

Nous pourrions multiplier les exemples de combustions vives; en particulier, nous avons vu celle du *phosphore* (fig. 10) et nous verrons bientôt celle du *carbone* (fig. 45).

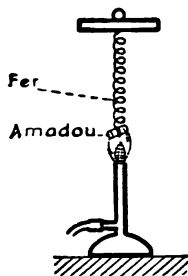


FIG. 26.

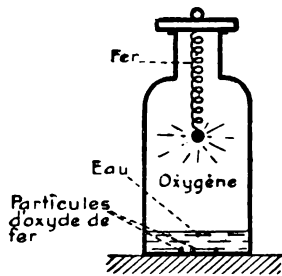


FIG. 27. — Combustion vive du fer.

Dans tous les cas, *il y a combinaison de l'oxygène et d'un corps combustible*: on dit que ce corps est *oxydé* par l'oxygène; donc :

Toute combustion est une oxydation; et le résultat d'une combustion est un oxyde.

Les oxydations du soufre et du magnésium mettent en évidence *deux catégories importantes d'oxydes* (et, par suite, *deux classes de corps simples*) :

1° **Les anhydrides** (comme l'*anhydride sulfureux* SO_2) qui, en présence d'eau, *rougissent le tournesol*; nous verrons que les anhydrides sont généralement des oxydes de **métalloïdes**, corps simples tels que le *soufre*, le *phosphore*, le *carbone*.

2° **Les oxydes basiques** (comme la *magnésie* MgO) qui, en présence d'eau, *bleussent le tournesol*; ce sont des oxydes de **métaux**, corps simples tels que le *magnésium*, le *sodium*, le *potassium*, le *calcium* (¹).

Remarque. — Ces oxydations sont dites *vives* parce qu'elles se produisent *rapidement* en s'accompagnant d'une *production de chaleur et de lumière* (*incandescence*).

Les exemples du phosphore, du soufre et du magnésium montrent que des combustions vives se produisent aussi *dans l'air*: il n'y a alors, par rapport aux combustions dans l'oxygène pur, qu'une différence de vivacité.

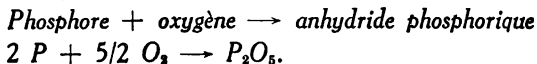
C'est d'ailleurs cette différence que l'on applique dans l'identification de l'oxygène : *il rallume une allumette ne présentant plus qu'un point rouge*, c'est-à-dire ravive une combustion sur le point de cesser.

(1) L'oxyde de fer Fe_2O_3 n'est ni anhydride, ni oxyde basique; néanmoins, le fer est un *métal*.

30. Combustions lentes.

Des oxydations peuvent se produire sans échauffement notable des corps en réaction; par exemple :

1° Du **phosphore** placé dans l'air s'entoure, **à froid**, de fumées blanches d'*anhydride phosphorique* P_2O_5 (fig. 28) :



La réaction est beaucoup plus *lente* que dans l'analyse de l'air par le phosphore à chaud (fig. 10) mais *utilise et produit les mêmes corps*; pour le même poids de phosphore oxydé la *chaleur dégagée est la même*; cependant, se dissipant peu à peu, à mesure qu'elle apparaît, cette chaleur ne parvient pas à échauffer suffisamment le phosphore pour qu'il entre en combustion vive.

2° Beaucoup de **métaux** se ternissent plus ou moins rapidement à l'air par suite d'une *oxydation superficielle*; c'est le cas, notamment, du **sodium**, du **calcium**, du **magnésium**, de l'**aluminium** et aussi du **fer** placé dans l'air humide (*rouille* du fer); là encore, l'échauffement est imperceptible :

On appelle combustions lentes, ces oxydations qui ne s'accompagnent pas d'incandescence.

Il n'y a pas de différence essentielle entre *combustions vives* et *combustions lentes*: ce sont toutes des *oxydations*.

Nous verrons que **la respiration des êtres vivants**, basée sur l'oxydation (dans toutes les cellules) de combustibles provenant des aliments, peut être aussi considérée comme une *combustion lente* (§ 37-c et fig. 46);

C'est d'ailleurs pour cette raison que, **sans oxygène, la vie est impossible.**

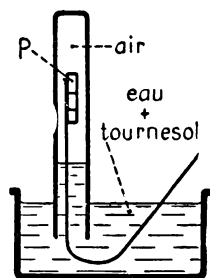


FIG. 28. — Combustion lente du phosphore.

Petit à petit, le phosphore s'unit à l'oxygène de l'air: l'anhydride phosphorique produit se dissout et rougit le tournesol; l'eau monte dans l'éprouvette pour remplacer l'oxygène combiné au phosphore.

RÉSUMÉ

L'*oxygène* ($O = 16$) est un gaz livré par l'industrie dans des tubes d'acier où il est très fortement comprimé; Il provient de la distillation fractionnée de l'air liquide ou de l'électrolyse de l'eau sodée. Au laboratoire, on peut obtenir l'oxygène par action de l'eau froide sur l'*oxytitan* (Na_2O_2) ou en décomposant le *chlorate de potassium* (ClO_3K) par la chaleur.

L'oxygène est un gaz incolore, inodore, sans saveur, peu soluble dans l'eau et difficilement liquéfiable.

C'est un corps simple doué d'une grande activité chimique; avec de nombreux corps il conduit à des *combustions vives*, accompagnées d'incandescence et qui apparaissent comme des *oxydations*.

Le résultat de la combinaison d'un combustible avec l'oxygène est un *oxyde*; parmi les oxydes, on distingue les *anhydrides* (rougissant le tournesol en présence d'eau) qui dérivent principalement des *métalloïdes* (S, P, C...), et les *oxydes basiques* (bleuissant le tournesol en présence d'eau) qui proviennent de l'oxydation des *métaux* (Na, K, Ca, Mg).

Certaines oxydations ne sont pas accompagnées d'incandescence: ce sont des *combustions lentes* (phosphore à froid, rouille des métaux, respiration).

QUESTIONS ET EXERCICES

- Dans quoi l'oxygène est-il livré commercialement ? Pourquoi ?
- Le prix de l'oxygène industriel s'explique-t-il par la rareté des matières premières ?
- Que contient surtout l'*oxylythe* ?
- Qu'est-ce qu'un *catalyseur* ?
- Pourquoi ne doit-on pas manipuler l'oxylythe avec les doigts *humides* ?
- Quel est le rôle du *bioxyde de manganèse* dans la seconde préparation de laboratoire ?
- Que peut-on dire de la liquéfaction d'un gaz peu soluble dans l'eau ?
- Comment reconnaît-on la présence d'oxygène dans un récipient ? Pourquoi ?
- Qu'observe-t-on dans la combustion vive du *soufre* ?
- Et dans celle du *magnésium* ?
- Et dans celle du *fer* ?
- Qu'est-ce qu'un oxyde ? Citer deux sortes d'oxydes; exemples ? conséquences ?
- Caractères de l'oxydation du phosphore à *froid* ? Comparer à la combustion vive du phosphore.
- Montrer, avec des exemples, ce qu'est une *combustion lente*.

1. Si un gaz est comprimé à p fois la pression atmosphérique, son volume est multiplié par p quand on le ramène à la pression atmosphérique; d'après ceci, calculer le volume d'oxygène que l'on peut faire sortir d'un tube d'oxygène industriel de 20 litres de capacité (pression du gaz : 150 atmosphères).

2. Quel poids d'eau faut-il électrolyser pour obtenir 5 litres d'oxygène pur (conditions normales) ? On sait que $O_2 = 32$ g d'oxygène occupent 22,4 l dans les conditions normales et que la formule de l'eau est H_2O (avec $H = 1$).

3. Quel volume d'oxygène (0° ; 76 cm de mercure) peut-on obtenir par action de l'eau sur 7,8 g de bioxyde de sodium pur ? $Na = 23$; $O = 16$.

4. Quel poids de chlorate de potassium pur faut-il décomposer complètement pour obtenir 1,12 l d'oxygène (0° ; 76 cm de mercure) ? $Cl = 35,5$; $O = 16$; $K = 39$.

5. Sachant que l'oxylythe du commerce contient environ 60 % de son poids

de bioxyde de sodium, quel poids d'oxylithe faut-il traiter par l'eau pour obtenir 5 litres d'oxygène (dans les conditions normales)? $Na = 23$; $O = 16$.

6. Dans la combustion vive d'un morceau de soufre, on constate que 1,12 l d'oxygène disparaît; calculer le poids de soufre utilisé et le volume de l'anhydride sulfureux formé; comparer ce volume à celui de l'oxygène disparu (tous les volumes sont mesurés dans les conditions normales). $S = 32$; $O = 16$.

7. Combien peut-on brûler de magnésium dans un flacon de 560 cm³ d'oxygène pur (0°; 76 cm de mercure)? Quel est le poids de la magnésie formée? $Mg = 24$; $O = 16$.

8. Quel est le volume d'oxygène pur (mesuré dans les conditions normales) nécessaire à la formation, par combustion vive, de 4,64 g d'oxyde de fer? $Fe = 56$; $O = 16$.

SIXIÈME CHAPITRE

L'HYDROGÈNE

H - 1

31. Préparation.

a) Industrielle. — Puisque l'hydrogène est l'un des constituants de l'eau, c'est à partir de l'**eau** (matière première inépuisable et bon marché) que l'industrie prépare l'hydrogène :

1° *L'électrolyse de l'eau additionnée de soude* produit, nous le savons, de l'oxygène et de l'hydrogène (§ 15-a).

2° *La réduction de l'eau par le carbone* (§ 38-b) *ou par le fer* (§ 72-b) peut aussi conduire à la préparation de grandes quantités d'hydrogène.

Comme l'oxygène, cet hydrogène industriel est fortement comprimé dans des *tubes en acier* munis de robinets détenteurs spéciaux (fig. 20) et vendu ainsi à de très nombreux laboratoires.

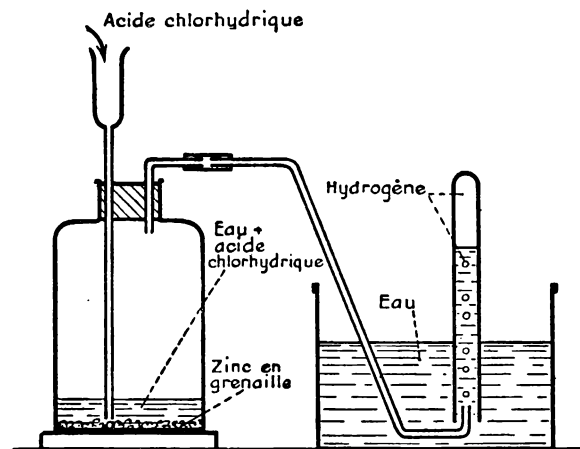
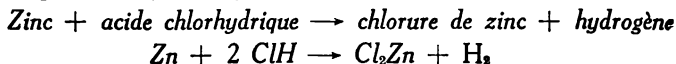


FIG. 29. — Préparation de l'hydrogène par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc.

Avant de recueillir l'hydrogène on attend que le gaz dégagé ait chassé tout l'air de l'appareil. (Tenir l'appareil éloigné de toute flamme).

b) Pour de faibles quantités, il est commode de décomposer un *acide* qui, nous le verrons, contient toujours de l'hydrogène combiné :

Habituellement, on emploie l'*acide chlorhydrique* (ClH) sur lequel on fait réagir le zinc (Zn) (fig. 29) :



Le chlorure de zinc se dissout dans l'eau du flacon et l'hydrogène se dégage.

Nous verrons que l'on peut remplacer l'acide chlorhydrique par l'*acide sulfurique* (SO₄H₂; § 57-c).

32. Propriétés physiques.

a) L'hydrogène est un gaz *incolor*, *inodore* (quand il est bien pur) et *sans saveur*;

Il est encore *moins soluble dans l'eau que l'oxygène* mais légèrement plus que l'azote; c'est pourquoi l'on peut aussi recueillir l'hydrogène sur la cuve à eau.

Comme la plupart des gaz peu solubles, *l'hydrogène se liquéfie très difficilement*: c'est même l'un des gaz les plus difficilement liquéfiables; l'hydrogène liquide bout à — 253° sous la pression atmosphérique normale, et cette température fixe, extrêmement basse, comporte certaines applications de laboratoire.

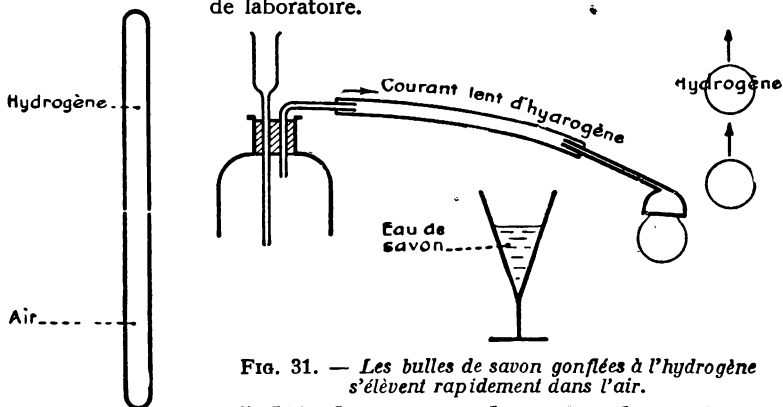


FIG. 30. — On aboutie un tube d'hydrogène avec un tube d'air et on retourne; si l'on présente le tube supérieur à une flamme, on obtient une légère explosion, preuve que l'hydrogène est monté très rapidement se mélanger à l'air.

FIG. 31. — Les bulles de savon gonflées à l'hydrogène s'élèvent rapidement dans l'air.

b) L'hydrogène est le moins dense de tous les corps :

Dans les conditions normales :

$$\begin{cases} 22,4 \text{ l d'hydrogène pèsent } 2 \text{ g (puisque H}_2 = 2) \\ 22,4 \text{ l d'air pèsent : } 1,3 \times 22,4 = 29 \text{ g (}^1\text{).} \end{cases}$$

Donc, à volume égal, l'hydrogène est 14 fois et demie plus léger que l'air.

(1) Car 1 litre d'air, à 0° et sous une pression de 76 cm de mercure, pèse environ 1.3 g.

Cette grande légèreté de l'hydrogène peut être mise en évidence par des expériences simples (fig. 30 et 31).

En particulier, l'expérience des bulles de savon fait comprendre pourquoi l'hydrogène est souvent employé au gonflement des aérostats (ballons sphériques, ballons dirigeables, ballons de protection contre les avions et les bombes volantes, « ballons rouges » d'enfants); on le remplace parfois par le gaz de ville qui contient environ la moitié de son volume d'hydrogène.

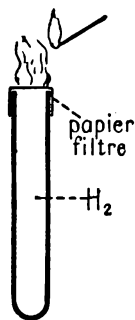


FIG. 32. — L'hydrogène traverse très rapidement les parois poreuses.

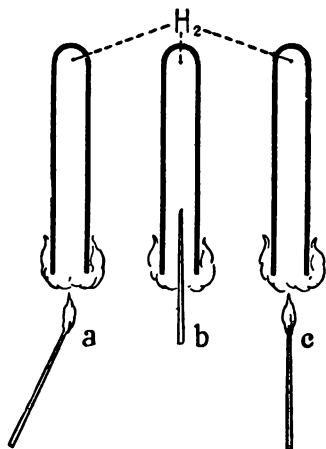
En approchant une allumette enflammée du papier filtre, on obtient l'inflammation de l'hydrogène, preuve que ce gaz traverse facilement le papier poreux.

c) *Parce qu'il est très léger, l'hydrogène est extrêmement diffusible*, c'est-à-dire qu'il traverse très rapidement une paroi poreuse, faite par exemple d'un vase de terre cuite, ou encore d'un papier filtre (fig. 32); même les enveloppes de ballons, faites souvent de plusieurs couches de tissus caoutchoutés ou vernissés, ne sont pas parfaitement imperméables à l'hydrogène.

33. L'hydrogène est combustible.

a) *L'hydrogène est un excellent combustible.* — C'est en le faisant brûler que nous avons reconnu l'hydrogène (fig. 33).

La combustion vive de l'hydrogène dans l'air est accompagnée d'une flamme pâle mais très chaude (fig. 34): si le tube effilé à l'extrémité duquel l'hydrogène brûle



rallume à la sortie du tube, au contact de la flamme de l'hydrogène.

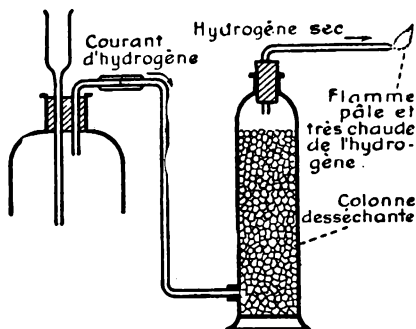


FIG. 34. — Combustion de l'hydrogène dans l'air. (Bien purger l'appareil de son air avant d'enflammer l'hydrogène).

← FIG. 33. — L'hydrogène est combustible.

L'allumette enflamme l'hydrogène mais s'éteint si on l'enfonce dans le gaz (parce que toute combustion exige de l'oxygène); elle se

est en verre, celui-ci subit un commencement de fusion, et la flamme jaunit.

Dans le *chalumeau oxyhydrique* (fig. 35) la combustion, grâce à l'oxygène pur, est encore plus vive, et la température de la flamme atteint 2.000° (1).

C'est d'ailleurs surtout à l'hydrogène qu'il contient que le gaz de ville doit la propriété de dégager beaucoup de chaleur en brûlant.

b) L'hydrogène est un combustible dangereux. — Si l'on présente à une flamme un petit flacon à large goulot contenant de l'oxygène mélangé à deux fois son volume d'hydrogène ($O_2 + 2 H_2 =$ **mélange détonant**), la combustion de l'hydrogène est instantanée et provoque une forte *détonation* (fig. 36).

Avec des proportions différentes, ou bien de l'hydrogène mélangé d'air, la détonation est moins puissante; elle peut être néanmoins très dangereuse si elle a lieu dans un récipient d'assez grand volume et presque fermé : c'est pourquoi

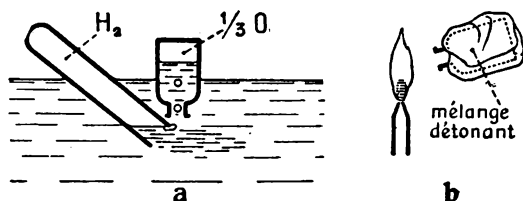


FIG. 36. — a) Préparation du mélange détonant :

Dans un petit flacon contenant $1/3$ d'oxygène et $2/3$ d'eau, on remplace l'eau par de l'hydrogène.

n) Inflammation du mélange détonant :

On approche rapidement le goulot d'une flamme; l'expérience n'est pas dangereuse, cependant il est bon, pour plus de précaution, d'entourer le flacon d'un linge épais.

dense que l'hydrogène et totalement incombustible.

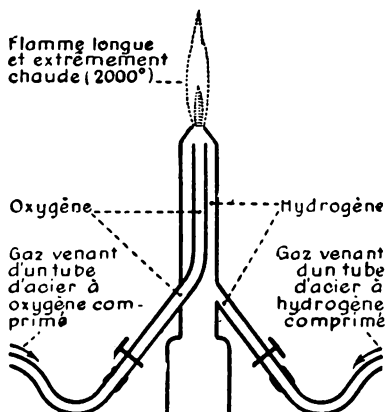


FIG. 35. — Chalumeau oxyhydrique (le jet d'oxygène pur arrive au centre de la flamme de l'hydrogène et en active la combustion).

il est expressément recommandé de ne jamais approcher une flamme d'un appareil à hydrogène avant d'être sûr que tout l'air en a été chassé par le courant d'hydrogène.

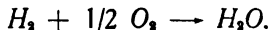
Nous comprenons maintenant le danger présenté par les ballons gonflés à l'hydrogène (2), et pourquoi on tend à le remplacer par l'hélium, gaz rare de l'air seulement 2 fois plus

(1) Le chalumeau oxyhydrique est remplacé le plus souvent aujourd'hui par le chalumeau oxy-acétylénique (où l'acétylène prend la place de l'hydrogène) qui permet d'atteindre 3000° .

(2) C'est une explosion due à l'hydrogène, qui a totalement détruit, en 1937, le grand dirigeable allemand « Hindenburg ».

c) *La combustion de l'hydrogène réalise la synthèse de l'eau* (fig. 37);

comme toute combustion, celle de l'hydrogène est une *oxydation* (combinaison à l'oxygène) et l'oxyde d'hydrogène formé n'est autre que l'eau :



C'est donc bien une *synthèse de l'eau* (§ 17).

Toutes les fois qu'un combustible contient de l'hydrogène, sa combustion s'accompagne d'une formation de vapeur d'eau; en particulier, un réchaud à gaz de ville est un grand producteur de vapeur d'eau.

Cette synthèse de l'eau par combustion d'hydrogène est d'autant plus rapide, donc plus

explosive, que l'hydrogène est mélangé à l'oxygène dans des proportions plus voisines des proportions utiles : c'est pourquoi l'explosion la plus violente est obtenue avec le *mélange détonant* (2/3 d'hydrogène pour 1/3 d'oxygène, en volumes).

34. L'hydrogène est réducteur.

Un courant d'hydrogène sec, passant sur de l'oxyde de cuivre (CuO) préalablement chauffé (fig. 38), se transforme en vapeur d'eau pendant que l'oxyde

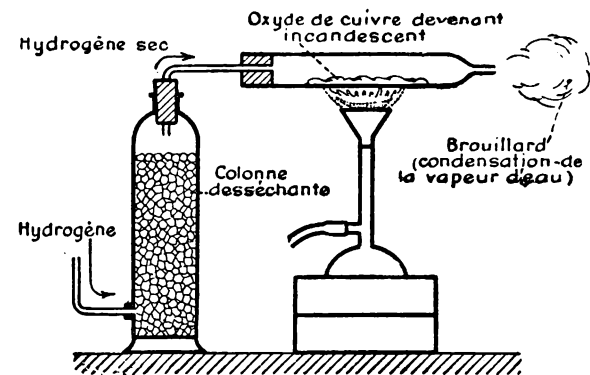
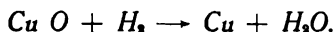


FIG. 38. — Réduction de l'oxyde de cuivre par l'hydrogène.

de cuivre devient du *cuivre rouge* (Cu) :



On appelle réducteurs les corps capables de provoquer la

décomposition de certains corps oxygénés et de se combiner à l'oxygène ainsi libéré;

Donc l'hydrogène, qui décompose l'oxyde de cuivre et s'unit à son oxygène, est un *réducteur*; la réaction est une *réduction*.

On peut, de même, réduire par l'hydrogène d'autres corps oxygénés : en particulier, la *rouille du fer* (Fe_2O_3).

RÉSUMÉ

L'hydrogène ($H = 1$) est un gaz industriel que l'on extrait de l'eau, soit par électrolyse, soit par réduction (fer; carbone); on peut le préparer au laboratoire par action du zinc sur l'acide chlorhydrique (ClH).

L'hydrogène est un gaz incolore, inodore, très peu soluble dans l'eau et très difficilement liquéfiable; c'est le plus léger de tous les corps, aussi diffuse-t-il très vite au travers des parois poreuses.

L'hydrogène est un combustible dont la flamme n'est pas éclairante mais très chaude; il forme avec l'oxygène ou l'air des mélanges explosifs, ce qui en fait un combustible dangereux; toute combustion d'hydrogène réalise la synthèse de l'eau ($H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$).

L'hydrogène est un réducteur; il réduit par exemple l'oxyde de cuivre (CuO), préalablement chauffé, en donnant du cuivre et de l'eau.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Quelle est la matière première industrielle de l'hydrogène?
- Par quels procédés peut-on préparer l'hydrogène à partir de l'eau?
- En considérant la formule de l'acide chlorhydrique, comprend-on pourquoi on l'utilise pour obtenir de l'hydrogène au laboratoire?
- Pourquoi le tube à entonnoir de l'appareil à hydrogène (fig. 29) doit-il plonger dans l'eau?
- Comparez le poids du litre d'hydrogène au poids du litre d'air (conditions normales).
- Comment conserve-t-on l'hydrogène dans une éprouvette ouverte? Même dans cette position, l'éprouvette conservera-t-elle longtemps son hydrogène? Pourquoi?
- Quelle est la propriété chimique principale de l'hydrogène?
- Citer des faits montrant que la combustion vive de l'hydrogène procure beaucoup de chaleur.
- Pourquoi ne doit-on approcher une flamme d'un appareil à hydrogène qu'avec de grandes précautions?
- Pour que l'expérience montrant que la combustion de l'hydrogène donne de l'eau soit démonstrative, quelle précaution faut-il prendre?
- Pourquoi le mélange détonant (dont on précisera la composition) est-il particulièrement explosif?

— Montrer que l'action de l'hydrogène sur l'oxyde de cuivre est bien une *réduction*?

— Qu'est-ce qu'un *réducteur*?

1. Quel poids d'eau faut-il électrolyser pour obtenir 3.000 litres d'hydrogène dans les conditions normales (volume nécessaire au remplissage d'un tube d'acier de 20 litres sous une pression de 150 atmosphères)? $H = 1$; $O = 16$.

2. Partant de $H = 1$ et de la valeur du volume moléculaire à 0° et sous 76 cm de mercure, calculer le poids d'hydrogène contenu dans un ballon de 1.000 m³ (conditions normales).

3. De l'hydrogène brûle dans l'air; écrire l'équation chimique traduisant la réaction; calculer le volume d'air nécessaire à la combustion de 100 litres d'hydrogène (admettre que l'air contient $1/5 O_2$ et $4/5 N_2$ en volumes).

4. De quel poids de zinc doit-on disposer pour obtenir 10 éprouvettes d'hydrogène contenant chacune 112 cm³ de gaz (conditions normales)? $Zn = 65$.

5. Quel volume d'hydrogène (dans les conditions normales) obtiendra-t-on en décomposant complètement 7,3 g d'acide chlorhydrique par le zinc? $H = 1$; $Cl = 35,5$.

6. Dans un eudiomètre, on introduit 100 cm³ d'air et 30 cm³ d'hydrogène; quelle est la composition (qualitative et quantitative) du gaz restant dans l'eudiomètre après passage de l'étincelle électrique? (On admet que l'eau formée est tout entière liquide, et que l'air contient $1/5 O_2$ pour $4/5 N_2$).

Tous les volumes étant supposés mesurés dans les conditions normales, calculer le poids de l'eau formée. $H = 1$; $O = 16$.

7. On veut réduire de l'oxyde de cuivre par l'hydrogène :

1° Quel poids de zinc pur faut-il employer pour obtenir l'hydrogène nécessaire à la réduction de 16 g d'oxyde de cuivre?

2° Quel sera le poids de l'eau formée?

3° Quel sera le poids du corps restant dans le tube après réduction? $H = 1$; $O = 16$; $Cu = 64$.

8. On veut réduire 25 g d'oxyde de cuivre par l'hydrogène obtenu en faisant agir de l'acide chlorhydrique sur du zinc :

1° Quel sera le volume minimum d'hydrogène nécessaire?

2° Quel poids de zinc faudra-t-il employer en conséquence?

B. E., Académie de Nancy.

9. On fait passer de l'hydrogène pur et sec dans un tube contenant de l'oxyde de cuivre chauffé au rouge. Dessiner un schéma de l'expérience et préciser les corps qui prennent naissance. L'opération terminée, on constate que le tube à oxyde de cuivre a subi une diminution de poids de 6,48 g. Calculer le poids de l'hydrogène entré en réaction et le poids des corps apparus.

B. E., Académie de Paris.

SEPTIÈME CHAPITRE

LE CARBONE

C — 12

A. — CHARBONS ET CARBONE

35. Charbons.

Les charbons sont des mélanges contenant plus ou moins du corps simple carbone.

Certains charbons contiennent à peu près uniquement du carbone, avec seulement des traces d'impuretés : on peut les considérer comme des *variétés du corps simple carbone*;

D'autres comprennent au contraire des quantités notables de matières étrangères, la teneur en impuretés pouvant dépasser la teneur en carbone : ce sont les charbons proprement dits, parmi lesquels on distingue ceux que l'on extrait du sol (*charbons naturels*) et ceux que l'on prépare industriellement (*charbons artificiels*).

a) **Charbons naturels.** — Les principaux sont :

1° ***La houille, ou charbon de terre***, qui s'est formée il y a des milliers de siècles par décomposition lente de végétaux enfouis dans le sol; on l'extrait dans des *mines de houille* qui comptent parmi les richesses principales d'un pays.

La houille est *noire*, plus ou moins *brillante* et *dure* : elle contient, suivant l'espèce, de 75 à 88 % de carbone; les impuretés se retrouvent surtout dans les *cendres* que laisse la houille après avoir brûlé.

L'**anthracite** est aussi un charbon de terre, plus brillant et plus dur que la houille et contenant moins d'impuretés (90 à 95 % de carbone); il brûle plus difficilement que la houille et demande des poêles à fort tirage, mais *dégage plus de chaleur* en brûlant, tout en formant moins de cendres.

2° **Le lignite**, extrait aussi du sol, mais dont la formation est beaucoup plus récente que celle de la houille; le lignite contient moins de carbone que la houille (de 50 à 70 %) et a une *structure fibreuse* qui rappelle celle du bois: c'est un combustible plutôt médiocre.

3° **La tourbe**, qui s'est formée et se forme encore actuellement dans certains marécages (*tourbières*).

C'est une matière *brune, légère, spongieuse*, qui ne contient que 20 à 40 % de carbone.

La tourbe brûle en dégageant peu de chaleur et beaucoup de fumée malodore.

b) Charbons artificiels.

1° **Charbon de bois**. — La décomposition du bois, *chauffé fortement à l'abri de l'air (pyrogénéation)* donne un résidu de carbone impur qui constitue le *charbon de bois* (fig. 39).

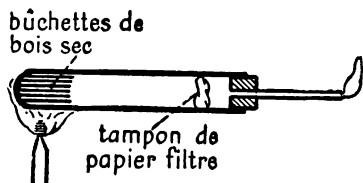


FIG. 39. — *Pyrogénéation du bois.*

Des vapeurs se condensent en un liquide brun retenu par le papier filtre; des gaz se dégagent, que l'on peut enflammer; il reste dans le tube un résidu de *charbon de bois*.

Pendant la guerre 39-45, on a beaucoup utilisé en France, pour l'*approvisionnement des véhicules à gazogènes*, le charbon de bois préparé par chauffage énergique et prolongé de petites bûches empilées dans des cylindres de tôle fermés; nous verrons plus tard que l'on peut aussi opérer moins sommairement et *recueillir les vapeurs* qui résultent de la pyrogénéation du bois (§ 121) (1).

Le charbon de bois est un corps *noir, poreux, léger*, doué de la propriété **d'absorber des quantités notables de gaz**; certaines variétés très absorbantes ont servi dans les *masques à gaz*, et permettent aussi de *parfaire le vide* dans un récipient où l'air a déjà été très raréfié (fig. 9).

2° **Coke**. — Dans une *usine à gaz*, on chauffe fortement la houille à l'abri de l'air (*pyrogénéation*) pour obtenir le *gaz de ville* (fig. 40); nous verrons que le résidu de cette décomposition est du *coke* (§ 99).

Le coke est un charbon artificiel *gris-noir, terne*, plus ou moins *poreux et léger* selon la qualité de la houille dont il provient; il est toujours plus riche en carbone que celle-ci.

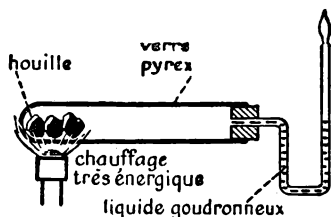


FIG. 40. — *Pyrogénéation de la houille.*

La décomposition de la houille par la chaleur produit des liquides (*goudrons*), des gaz combustibles, et laisse un résidu de *coke*.

(1) Manuel de la classe de 3°.

Le coke des usines à gaz est employé comme combustible domestique : il est particulièrement poreux, tendre et léger ; au contraire, le *coke métallurgique*, demandé par l'industrie chimique, est produit dans les *cokeries* à partir de houilles spéciales : il est beaucoup plus compact et dur que le précédent.

3° Noir animal. — Le noir animal est un charbon très impur résultant de la pyrogénéation des os : il a surtout la propriété de *décolorer les liquides* (fig. 41).

36. Variétés allotropiques de carbone.

a) Diamant. — Le diamant est une variété *naturelle* de carbone que l'on trouve dans l'Oural, dans l'Inde, au Brésil et surtout en *Afrique du Sud*.

C'est le plus dur de tous les corps ; il est *cristallisé*, et pour tailler les cristaux de diamant il faut les user avec leur propre poussière (*égrisée*).

Les cristaux *transparents* convenablement taillés, à cause des jeux de la lumière dans les multiples facettes obtenues par la *taille* (fig. 42), sont surtout employés pour garnir des bijoux.

Les cristaux colorés ou *noirs* sont beaucoup moins chers et servent à armer les outils destinés à la taille du verre ou la perforation des roches dures.

b) Graphite. — C'est aussi une variété *naturelle* de carbone *cristallisé* rencontrée surtout en Sibérie, à Ceylan, à Madagascar ; les *cristaux* de graphite ont la forme de lamelles minces pouvant glisser les unes sur les autres.

Au contraire du diamant, *le graphite est un corps très tendre*, laissant une trace sur le papier : aussi s'emploie-t-il dans la fabrication des mines de crayons.

Le graphite peut conduire le courant électrique, alors que le diamant n'est pas conducteur.

Enfin, *le graphite est l'un des corps les plus difficiles à fondre* ; on y est parvenu, à 3.500°, dans un four électrique (les autres variétés de carbone se transforment en graphite avant de fondre).

FIG. 42. — Diamants taillés 1° en rose ; 2° en brillant.

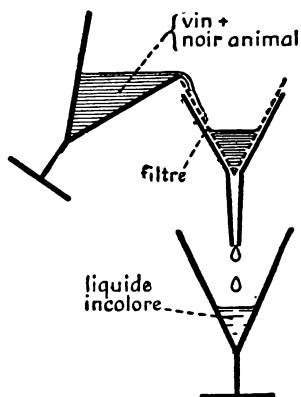
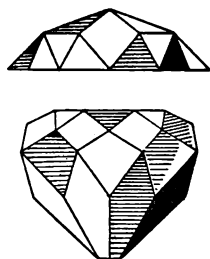


FIG. 41. — Propriétés décolorantes du noir animal.

Si l'on agite du vin mélangé de noir animal et que l'on filtre, on obtient un liquide limpide, preuve que le noir animal retient les matières colorantes du vin.



c) Carbone amorphe. — Artificiellement, on peut obtenir du carbone

aussi pur que le diamant, mais non cristallisé : on dit qu'il est *amorphe*; retenons par exemple :

1° **Le charbon de sucre**, que l'on obtient en chauffant fortement du sucre ordinaire dans un creuset (fig. 43).

2° **Le noir de fumée**, qui se forme toutes les fois que brûle *incomplètement* un combustible riche en carbone (benzine (fig. 44), térébenthine, naphthaline, résines, goudrons); la *suie* de nos cheminées est du noir de fumée impur.

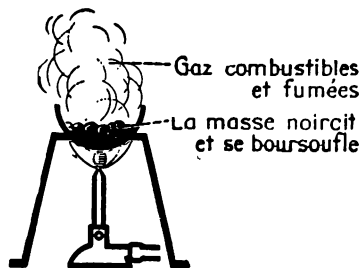


FIG. 43. — *Décomposition du sucre par la chaleur.*

L'opération donne un résidu noir, friable, léger, qui est le **charbon de sucre**.

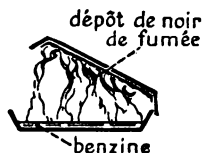


FIG. 44. — *La combustion de la benzine dans une soucoupe produit du noir de fumée.*

Parce qu'il est très **noir** et **adhérent**, on emploie le noir de fumée pour confectionner des **cirages**, des **produits d'entretien** (fourneaux), des **encres d'imprimerie** (1), des **peintures noires**...

Notons d'ailleurs que **le carbone, qu'il soit diamant, graphite ou amorphe, n'est soluble dans aucun liquide**; dans ces encres noires, le carbone est *en suspension* et non *en solution*.

Remarque : variétés allotropiques d'un corps pur. — Ainsi, le carbone peut se présenter sous des formes qui diffèrent beaucoup quant à l'aspect, la dureté, et, d'une manière plus générale, les diverses propriétés *physiques*; pourtant, toutes correspondent bien au *même corps simple carbone*, puisque nous allons voir qu'elles ont *même propriétés chimiques* : on dit que le diamant, le graphite, le charbon de sucre sont des *variétés allotropiques* du carbone.

On appelle variétés allotropiques d'un corps pur les formes qu'il peut prendre et qui présentent des propriétés physiques différentes mais les mêmes propriétés chimiques.

B. — PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DU CARBONE

37. Combustion du carbone.

a) **Toute variété de carbone brûle en donnant du gaz carbonique.**

Si l'on introduit un morceau de charbon de bois (fusain), préalablement chauffé au rouge, dans un flacon d'*oxygène* (fig. 45), il devient d'un

(1) L'encre de Chine est fabriquée avec un noir de fumée particulièrement fin et pur.

blanc éblouissant, preuve qu'il est le siège d'une oxydation très vive;

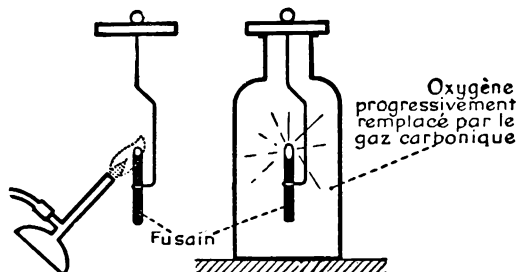
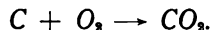


FIG. 45. — Combustion vive du carbone dans l'oxygène.

Cette réaction cesse quand l'oxygène a été remplacé progressivement par un gaz d'odeur piquante, éteignant une allumette enflammée et troublant une solution limpide de chaux (eau de chaux).

Ce gaz, qui résulte de la combinaison du carbone à l'oxygène, est appelé : gaz carbonique CO_2 :



Toute variété de carbone, même le diamant ou le graphite, donne ainsi du gaz carbonique par combustion dans l'oxygène.

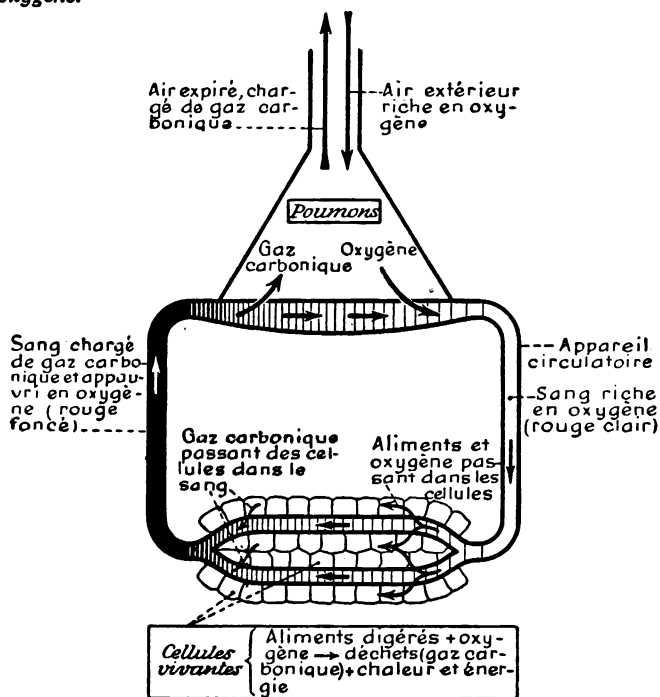


FIG. 46.

La respiration entraîne une absorption d'oxygène et une formation de gaz carbonique

b) La combustion du carbone dégage beaucoup de chaleur.

Des mesures montrent que la quantité de chaleur produite par la combustion de 10 g de carbone pur suffit à échauffer 1 litre d'eau de la température ordinaire à la température d'ébullition.

Ce fait capital explique pourquoi l'on recherche, comme combustibles destinés au chauffage domestique ou industriel et à l'alimentation des moteurs à combustion et à explosion, des *corps particulièrement riches en carbone*, tels que les *charbons* naturels et artificiels, et les *carburants* liquides (essences et huiles de pétrole, alcool, benzol).

c) La respiration ressemble à une combustion lente d'aliments presque tous riches en carbone.

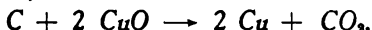
En effet, le sang apporte à la fois, à toutes les cellules de l'organisme, de l'oxygène et des combustibles provenant de la digestion des aliments; dans les cellules a lieu l'oxydation de ces combustibles, pour la plupart riches en carbone, et il se forme du gaz carbonique que le sang emporte, pour s'en débarrasser au niveau des poumons (fig. 46).

Ces oxydations cellulaires s'apparentent aux combustions lentes puisqu'elles ne s'accompagnent pas d'incandescence; elles produisent néanmoins toute la chaleur dont l'organisme a besoin.

38. Le carbone est un corps réducteur.

a) Réduction d'oxydes métalliques. — On montre facilement

(fig. 47) que la réaction, à chaud, du carbone sur l'oxyde de cuivre, donne du cuivre (qui reste dans le tube chauffé) et du gaz carbonique :



C'est bien là une *réduction*, analogue à celle de l'oxyde de cuivre par l'hydrogène (§ 34).

D'autres oxydes (de fer, de plomb, d'étain) pourraient être réduits de la même manière; en particulier, on prépare industriellement du zinc en réduisant de l'oxyde de zinc (ZnO) par du charbon (§ 89-a).

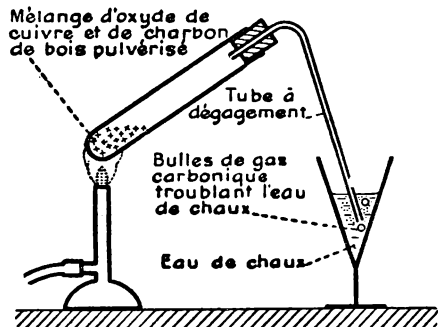


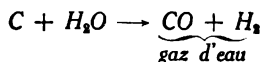
FIG. 47. — Réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone (carbone + oxyde de cuivre $\rightarrow$ gaz carbonique + cuivre).

b) Réduction de l'eau; gaz d'eau. — Si l'on plonge dans l'eau un morceau de carbone (charbon de bois) préalablement porté à l'incandescence, il y a réaction vive et l'on obtient un mélange gazeux (fig. 48) :

Ce mélange brûle avec une flamme bleue, preuve qu'il ne contient pas que

de l'hydrogène : nous verrons que cette couleur indique la présence d'**oxyde de carbone** CO , qui résulte, comme le gaz carbonique, de la combinaison du carbone et de l'oxygène, mais avec deux fois moins d'oxygène pour le même poids de carbone.

L'équation chimique résumant cette réaction s'écrit :



Ce mélange $CO + H_2$ est appelé **gaz d'eau** ⁽¹⁾ : c'est un combustible gazeux important, employé pour certains chauffages industriels.

On peut aussi séparer CO de H_2 pour préparer industriellement de l'hydrogène.

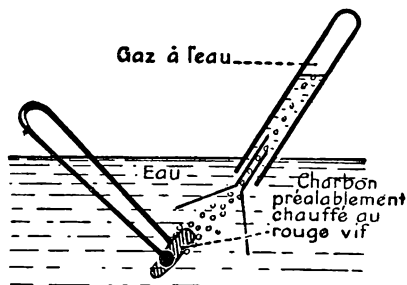


FIG. 48. — Réduction de l'eau par le carbone.

Remarque. — Ces études des propriétés principales de l'hydrogène et du carbone nous montrent que **les corps bons combustibles sont aussi des corps réducteurs.**

RÉSUMÉ

Les charbons sont des mélanges contenant tous ou moins du corps simple carbone ;

Les principaux charbons naturels sont : la houille (75 à 88 % de C), l'anthracite (90 à 95 % de C), le lignite (50 à 70 % de C) et la tourbe (20 à 40 % de C).

Parmi les charbons artificiels figurent le charbon de bois (résultant de la pyrogénéation du bois), le coke (résidu de la pyrogénéation de la houille) et le noir animal (obtenu par pyrogénéation des os).

Le carbone pur se rencontre sous forme de diamant (en cristaux très durs), de graphite (en cristaux lamellaires très tendres), et de carbone amorphe (charbon de sucre, noir de fumée) : ce sont des variétés allotropiques du corps simple carbone.

Toutes les variétés de carbone brûlent dans l'oxygène avec production de gaz carbonique ($C + O_2 \rightarrow CO_2$) ; la chaleur dégagée par la combustion du carbone est considérable, ce qui explique l'emploi des corps riches en carbone comme combustibles et carburants usuels.

La respiration est analogue à une combustion lente d'aliments presque tous riches en carbone ; aussi exige-t-elle l'absorption d'oxygène et produit-elle du gaz carbonique.

(1) Ou *gaz à l'eau*.

Comme les autres corps bons combustibles, le carbone est aussi *réducteur*; en particulier, il réduit des oxydes métalliques (CuO , ZnO), et aussi l'eau, avec production de gaz d'eau ($\text{CO} + \text{H}_2$).

QUESTIONS ET EXERCICES

- Quelle différence doit-on faire entre charbons et carbone?
- A quoi correspondent les cendres obtenues après combustion complète d'un morceau de charbon?
- Quels sont les usages principaux du charbon de bois? Expliquer.
- Pourquoi le coke brûle-t-il moins facilement que la houille? Pourquoi est-il poreux?
- Comment obtient-on les cirages, les encres, les peintures noires?
- Comment taille-t-on un diamant? Pourquoi? Dans quel but?
- Citer et expliquer les principaux usages du graphite.
- Pourquoi dit-on que le charbon de sucre ou le noir de fumée sont *amorphes*?
- Qu'entend-on par *variétés allotropiques* d'un corps pur?
- Quelle est la propriété capitale que partagent toutes les variétés de carbone?
- Quels sont les composés qui résultent de la combinaison de l'oxygène et du carbone?
- Comment peut-on montrer que la plupart des combustibles et carburants usuels sont riches en carbone?
- Pour quelles raisons l'air des salles où brûlent des combustibles carbonés s'altère-t-il?
- Comment s'explique la présence de CO , dans l'air expiré?
- En s'appuyant sur la définition d'une *réduction*, montrer que le carbone est *réducteur*?
- Quelles sont les principales applications industrielles de la propriété réductrice du carbone?

1. En brûlant 10 g d'un échantillon de houille, on obtient 29 g de gaz carbonique; calculer le pourcentage du carbone pur dans cette houille. $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

2. La composition d'un charbon de bois est : 87 % de carbone, 3 % d'hydrogène et 10 % de matières incombustibles; quel volume d'oxygène demandera la combustion de 10 g de ce charbon de bois? (ce volume est mesuré dans les conditions normales). $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

3. On calcine fortement 20 g de sucre (saccharose, de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$); si tout le carbone se retrouvait dans le charbon de sucre formé, quel poids obtiendrait-on de ce produit? $\text{C} = 12$, $\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$.

4. Quel volume de gaz carbonique (mesuré dans les conditions normales) obtient-on en faisant brûler complètement 10 kg de houille à 80 % de carbone?

5. Quel poids de charbon de bois à 88 % de carbone faut-il mélanger à 16 g d'oxyde de cuivre pur pour obtenir sa réduction complète? $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Cu} = 64$.

6. Dans la réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone, on obtient 1,12 l de gaz carbonique; calculer le poids d'oxyde réduit et le poids de cuivre obtenu (le volume gazeux est mesuré dans les conditions normales). C = 12; O = 16; Cu = 64.

7. Dans la réduction de l'eau par le carbone porté au rouge, on obtient 4,48 l de gaz d'eau (volume mesuré dans les conditions normales); calculer le poids d'eau décomposé et le poids de carbone ayant participé à la réaction. C = 12; H = 1; O = 16.

8. Quel volume de gaz d'eau (mesuré dans les conditions normales) obtient-on en réduisant complètement une tonne de vapeur d'eau par du coke incandescent? C = 12, O = 16, H = 1.

9. En pesant une chaufferette à la braise de boulanger au commencement et à la fin de l'usage qui en est fait dans une pièce, on trouve une diminution de poids de 210 g. On demande la composition de l'air de la pièce à la fin de la combustion de ce charbon, sachant que cette pièce mesure 3 m de long, 3 m de large et 2,80 m de haut?

B. E., Académie de Paris, 1923.

10. Quel est le poids de carbone contenu dans le gaz carbonique rejeté au dehors du fait de la respiration, en vingt-quatre heures, sachant que l'on fait, en moyenne, 20 inspirations d'un demi-litre en une minute, et que l'air expiré contient 4 % de gaz carbonique, en volumes? Quel est le poids et quel est le volume de l'oxygène qu'a nécessité cette production de gaz carbonique? On indiquera l'origine du carbone et celle de l'oxygène du gaz carbonique.

B. E., Académie de Paris, 1923.

HUITIÈME CHAPITRE

LE GAZ CARBONIQUE



39. Préparation :

a) **Industrielle.** — Certaines industries chimiques (fabrication du sucre, du carbonate de sodium) consomment d'importantes quantités de gaz carbonique qu'elles obtiennent en chauffant fortement du **calcaire** (carbonate

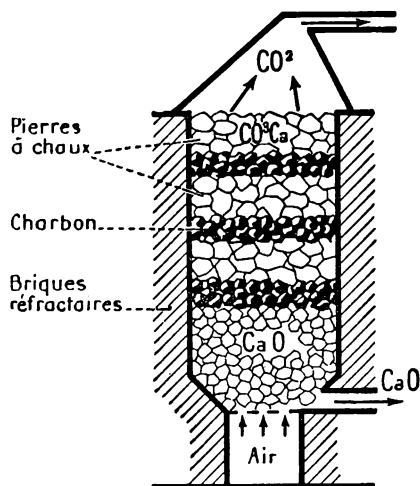


FIG. 49. — Schéma d'un four à chaux. On le charge, par la partie supérieure, alternativement en pierre à chaux (variété de calcaire) et combustible.

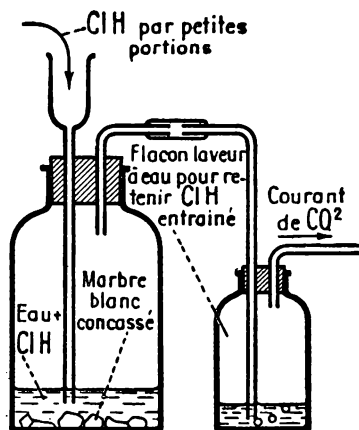


FIG. 50. — Préparation du gaz carbonique par action de la solution chlorhydrique sur le marbre blanc.

de calcium CO_3Ca *plus ou moins pur*) dans un four à chaux (fig. 49); la chaleur décompose le calcaire avec production de *chaux vive* (CaO) et de gaz carbonique :



b) En quantités limitées, on obtient plus facilement le gaz carbonique en décomposant, à froid, le *marbre blanc* ou la *craie* (qui sont aussi du carbonate de calcium CO_3Ca) par un acide, l'*acide chlorhydrique* (ClH) le plus souvent (fig. 50) :



40. Propriétés physiques.

a) Nous avons déjà remarqué que le gaz carbonique est *incolore, d'odeur piquante, de saveur un peu aigrette* (saveur des boissons gazeuses, de l'eau de Seltz en particulier).

b) C'est un gaz plus *dense que l'air*; en effet :

Dans les conditions normales : $\left\{ \begin{array}{l} 22,4 \text{ l de } \text{CO}_2 \text{ pèsent } 44 \text{ g (puisque } \text{CO}_2 = 44); \\ 22,4 \text{ l d'air pèsent } 1,3 \times 22,4 \approx 29 \text{ g.} \end{array} \right.$

Donc, à volume égal, le gaz carbonique est $\frac{44}{29} \approx 1,5$ fois plus lourd que l'air; c'est pourquoi l'on peut le *transvaser* comme on le ferait avec un liquide (fig. 51).

L'expérience que représente la figure 52 souligne aussi cette importante densité du gaz carbonique.

c) Le gaz carbonique est *un peu soluble dans l'eau* : si l'on verse de l'eau dans une éprouvette contenant ce gaz et que l'on agite en fermant avec la paume de la main, celle-ci est aspirée comme dans une ventouse (fig. 53), preuve qu'un vide partiel s'est formé par suite de la dissolution du gaz.

En comprimant le

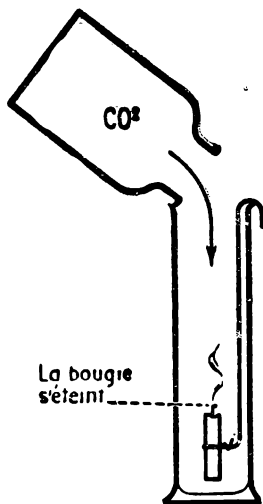


FIG. 51. — Transvasement du gaz carbonique.

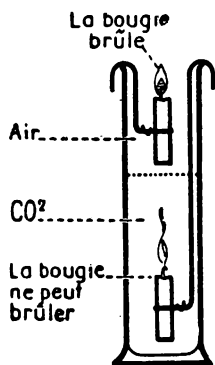


FIG. 52. — Le gaz carbonique ne se mélange que lentement à l'air; au début, l'air et le gaz se séparent comme deux liquides.

gaz au-dessus de l'eau, on peut en dissoudre davantage; c'est ce qui se pro-

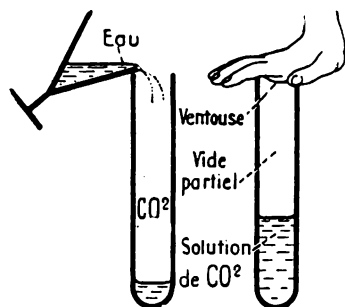


FIG. 53. — Le gaz carbonique est un peu soluble dans l'eau (1 volume de gaz dans le même volume d'eau).

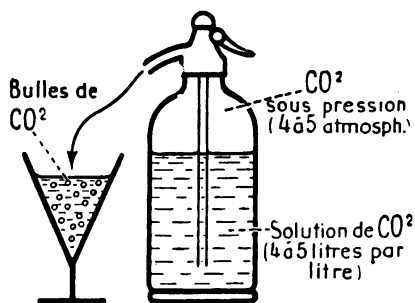


FIG. 54. — L'eau de Seltz est une solution dans laquelle un surplus de gaz carbonique a été dissous grâce à une surpression.

duit dans un siphon d'eau de seltz ⁽¹⁾ (fig. 54) et dans les boissons gazeuses

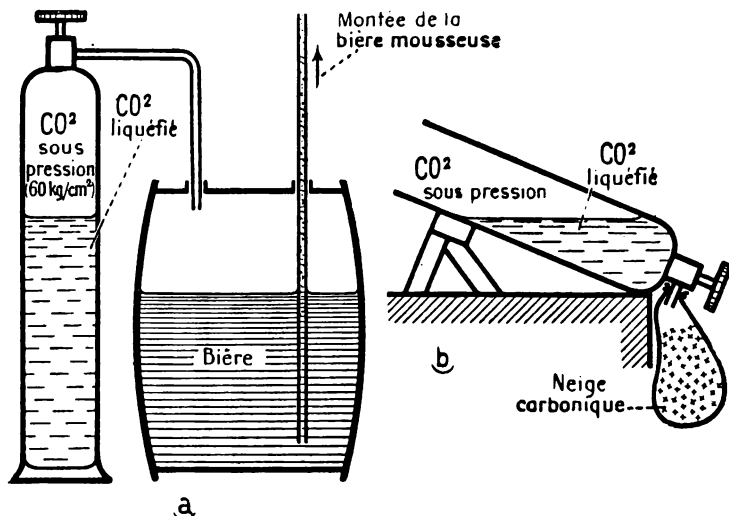


FIG. 55. — Le gaz carbonique est vendu liquéfié dans des bouteilles en acier; on peut en extraire du gaz sous pression ou de la neige carbonique.

(champagne, vins mousseux, limonades, bière « à la pression »).

d) Le gaz carbonique se liquéfie assez facilement; il n'est

(1) C'est la pression du gaz qui fait jaillir le liquide quand on ouvre la soupape.

pas nécessaire de le refroidir (comme on le fait dans le cas de l'hydrogène, l'oxygène et l'azote), il suffit de le comprimer, dans de solides tubes d'acier, à environ 60 fois la pression atmosphérique (fig. 55-a).

En manœuvrant le robinet détenteur, on obtient un jet de gaz carbonique plus ou moins comprimé, pendant que du liquide se vaporise pour compenser cette fuite de gaz; les cafetiers et restaurateurs emploient de tels tubes pour faire monter la bière dans les canalisations de leurs comptoirs.

Si l'on couche le tube pour que du liquide carbonique sorte en ouvrant le robinet, l'évaporation très rapide de ce liquide produit un froid assez important pour en solidifier une partie, sous forme de **neige carbonique** (fig. 55-b).

Cette neige carbonique (encore appelée *carboglace*) dont la température peut s'abaisser à -80° et qui se vaporise directement sans passer par l'état liquide (*sublimation*), est employée dans certains laboratoires, ou encore pour conserver pendant quelques heures des denrées très altérables.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

41. Le gaz carbonique n'est ni combustible ni comburant.

Les expériences que représentent les figures 51 et 52 montrent que le gaz carbonique *ne brûle pas* et qu'un *combustible ne peut brûler en présence de gaz carbonique*; c'est d'ailleurs pourquoi certains extincteurs d'incendie contiennent des mélanges générateurs de grandes quantités de CO_2 .

Puisque la respiration est analogue à une combustion, un animal ne peut vivre dans une atmosphère de gaz carbonique; la mort se produit par *asphyxie* (manque d'oxygène) et non par empoisonnement, car le gaz carbonique n'est pas un gaz toxique.

42. Le gaz carbonique est un anhydride.

a) Action du tournesol.

Nous avons appelé *anhydrides* des oxydes dont les solutions dans l'eau rougissent le tournesol (§ 29).

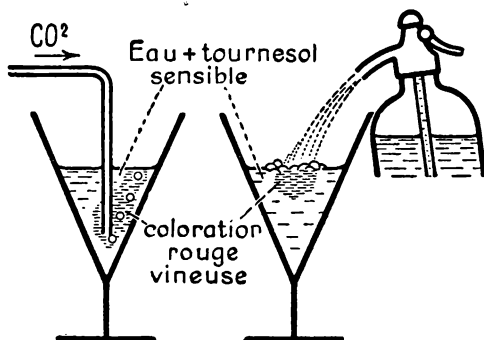
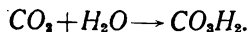


FIG. 56. — Le gaz carbonique en solution fait virer le tournesol au rouge vineux.

Or, si l'on fait l'expérience avec une solution de gaz carbonique (fig. 56), la teinte du tournesol vire au **rouge vineux**.

On explique le changement de teinte du tournesol par la présence d'un **acide** résultant de l'action de l'eau sur l'anhydride :



Le fait que le rougissement du tournesol n'est qu'incomplet conduit à penser que l'**acide carbonique** (CO_2H_2) est un **acide faible**.

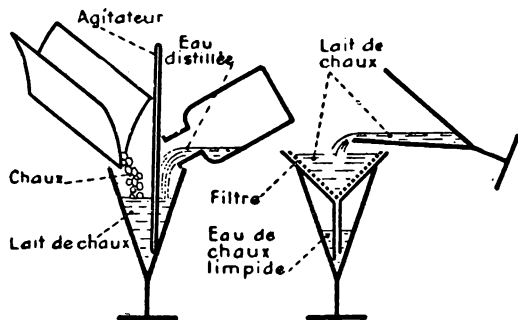
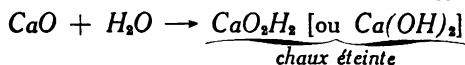


Fig. 57. — Préparation de l'eau de chaux.

(CaO) dans l'eau et en filtrant (fig. 57), on obtient une solution limpide de *chaux éteinte* qui résulte de la combinaison de la chaux et de l'eau :



Un courant de gaz carbonique, barbotant dans cette *eau de chaux*, la **trouble** immédiatement par formation de *carbonate de calcium* insoluble dans l'eau (fig. 58-a) :



Nous verrons que la chaux est une *base* et que le carbonate de calcium est un *sel*; or, l'action d'un anhydride sur une base donne un sel : l'action du gaz carbonique sur la chaux est donc une autre preuve du fait que le gaz carbonique est un *anhydride*.

Il suffit de très peu de gaz carbonique pour troubler l'eau de chaux : c'est là une **réaction très sensible qui permet de déceler la présence de ce gaz, même en très petite quantité**; par exemple, si de l'eau de chaux, placée dans une assiette large, demeure quelque temps en présence d'air

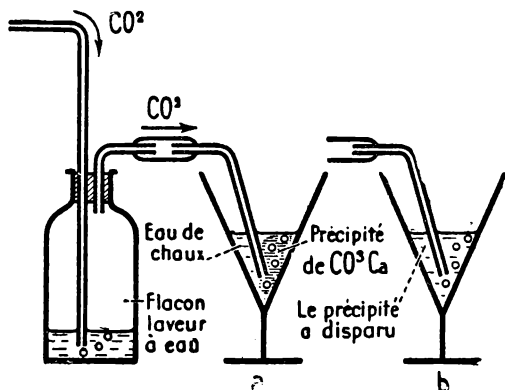


Fig. 58. — Action du gaz carbonique sur l'eau de chaux (a).

Si le courant de gaz carbonique se prolonge, le trouble disparaît (b).

atmosphérique, sa surface se couvre d'une mince pellicule blanchâtre de carbonate de calcium, preuve que l'air atmosphérique contient un peu de gaz carbonique (§ 9-2°).

Remarque. — Si le courant de gaz carbonique se prolonge (fig. 58-b), le trouble disparaît; on explique ce fait en disant que le carbonate de calcium, insoluble dans l'eau, devient soluble dans une eau chargée de gaz carbonique.

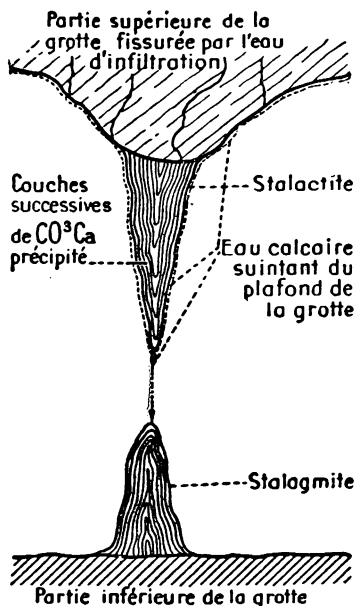


FIG. 59. — Principe de la formation des stalactites et des stalagmites dans une grotte creusée par les eaux d'infiltration en terrain calcaire.

Les eaux d'infiltration naturelles, contenant presque toujours du gaz carbonique en solution, ont ainsi le pouvoir de dissoudre un peu de calcaire du sol, ce qui explique la présence (très utile) de ce sel dans l'eau de boisson, et les actions géologiques très importantes des eaux souterraines (« puits » et « gouffres » creusés en terrains calcaires, dépôts de calcaire en stalactites et stalagmites (fig. 59), fontaines pétrifiantes (fig. 60)).

43. Réduction du gaz carbonique par le carbone.

Au-dessus d'un foyer contenant du char-

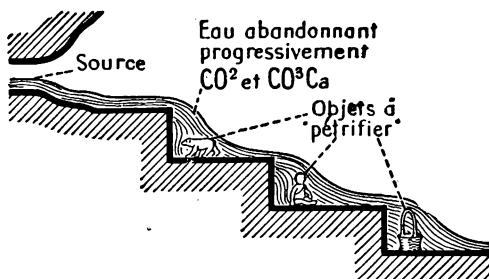
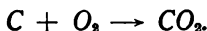


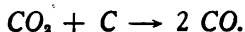
FIG. 60. — Principe des sources pétrifiantes (le dépôt de calcaire incruste les figurines et leur donne l'aspect de la pierre).

bon en couche épaisse, on peut voir des flammes bleues dues à la combustion de l'oxyde de carbone CO ; la figure 61 explique la production de ce gaz :

A la partie inférieure du foyer, le carbone brûle avec formation de gaz carbonique et dégagement de chaleur :



En montant, ce gaz carbonique rencontre des couches de carbone, portées à température élevée par la chaleur de la réaction précédente, qui le réduisent à l'état d'oxyde de carbone :



A la partie supérieure cet oxyde de carbone, s'il trouve de l'air, brûle avec une flamme bleue en reformant du gaz carbonique :

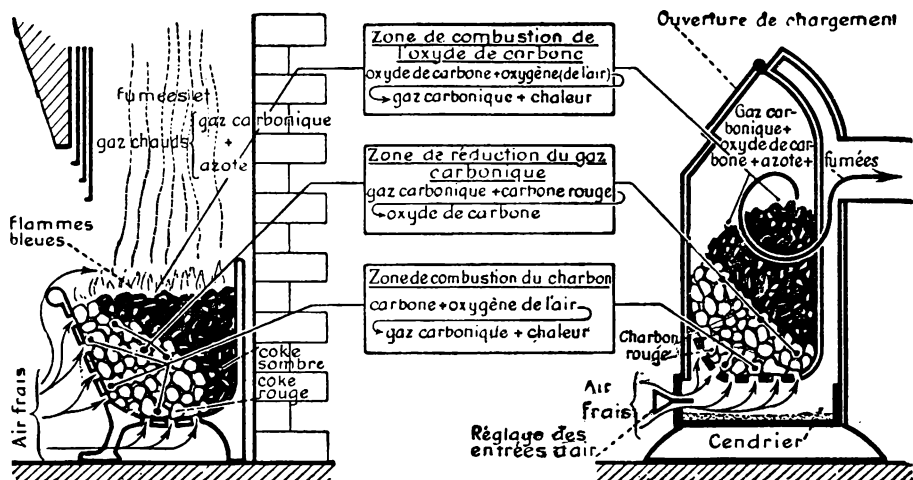
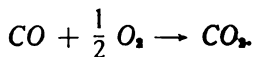


FIG. 61. — Dans un feu de grille ou une salamandre, la combustion du charbon en couche épaisse donne naissance à de l'oxyde de carbone.

C'est d'une manière analogue, en faisant brûler du *coke* en couche épaisse, que l'on obtient le *gaz des gazogènes* (fig. 62) dont le constituant combustible est l'oxyde de carbone et qui est employé pour le chauffage de certains fours industriels (métallurgie, verreries, industries céramiques, usines à gaz).

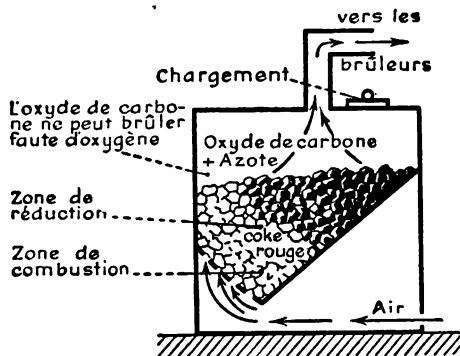


FIG. 62. — Gazogène.

44. L'oxyde de carbone CO.

Cet ensemble de réactions met en évidence des différences essentielles entre les deux oxydes du carbone : *gaz carbonique* CO_2 et *oxyde de carbone* CO ; en effet :

L'oxyde de carbone est combustible (flamme bleue);

comme tous les combustibles, il est aussi *réducteur* : c'est même à lui que l'on

demande les réductions les plus importantes de l'industrie métallurgique (§ 89-b).

Au contraire, le gaz carbonique n'est pas combustible et, loin de réduire d'autres composés oxygénés, c'est lui-même un composé oxygéné susceptible d'être réduit.

D'ailleurs, les propriétés physiques et physiologiques de ces deux gaz sont aussi très différentes : en particulier, l'oxyde de carbone est à peu près insoluble dans l'eau, difficilement liquéfiable, et présente une **toxicité extrême**, pouvant être mortelle même à la dose de 1 litre pour 100 litres d'air; le fait qu'il n'a ni couleur, ni odeur, ni saveur, rend l'oxyde de carbone encore plus dangereux.

RÉSUMÉ

Le gaz carbonique (CO_2) est obtenu soit dans un four à chaux où l'on décompose du calcaire par la chaleur, soit en faisant agir un acide sur ce calcaire.

Le gaz carbonique est incolore, d'odeur piquante, de saveur algrelette, environ une fois et demie plus dense que l'air; c'est un gaz un peu soluble dans l'eau, assez facilement liquéfiable. Le liquide carbonique est vendu sous pression dans des tubes d'acier, dont on peut se servir pour obtenir du gaz carbonique comprimé ou de la neige carbonique.

Le gaz carbonique n'est ni combustible, ni comburant; il n'entretient pas la respiration mais n'est pas toxique.

C'est un anhydride, c'est-à-dire un corps qui, en présence d'eau, rougit le tournesol parce qu'il donne naissance à un acide; le rougissement du tournesol n'est qu'incomplet, preuve que l'acide carbonique est faible. Le gaz carbonique trouble l'eau de chaux (base $Ca(OH)_2$) par formation de carbonate de calcium insoluble.

Le gaz carbonique peut être réduit par le carbone à température élevée; il se forme de l'oxyde de carbone CO , gaz incolore, inodore, sans saveur, très toxique, combustible (flamme bleue) et réducteur.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Qu'est-ce qu'un *four à chaux*? Quels matériaux y met-on? Expliquer la réaction qui s'y produit.

— Peut-on décomposer un *calcaire* autrement qu'en le chauffant?

— Décrire des expériences qui montrent que le gaz carbonique est plus dense que l'air?

— Quelle est la solubilité du gaz carbonique dans les conditions ordinaires?

— Peut-on augmenter cette solubilité? Applications?

— Que se passe-t-il si l'on comprime fortement du gaz carbonique? Applications?

— Qu'est-ce que la *neige carbonique*? Quelles sont ses propriétés?

— Pourquoi recommande-t-on de pénétrer avec une bougie allumée dans un endroit où se dégagent d'importantes quantités de gaz carbonique (proximité des cuves à fermentation du vin ou de la bière, des fours à chaux)?

— Quelle est l'action du gaz carbonique sur le *tourne-sol*? Quelles conclusions en tire-t-on?

— Quel est le moyen de déceler la présence du gaz carbonique?

— Quelle différence fait-on entre *chaux vive* et *chaux éteinte*?

— Quel est le corps qui trouble l'eau de chaux quand on la met en présence de CO_2 ?

— Que se passe-t-il quand on fait barboter longtemps du CO_2 dans de l'eau de chaux?

— Comment explique-t-on la présence de calcaire dans l'eau de source?

— Par quoi le CO_2 peut-il être *réduit*? Application?

— Faire un parallèle entre le *gaz carbonique* et l'*oxyde de carbone*.

1. Calculer le poids de 1 litre de gaz carbonique dans les conditions normales. $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

2. Quel est le volume du gaz carbonique (mesuré dans les conditions normales) produit par la sublimation d'un kg de carboglace?

3. Dans un four à chaux on décompose une tonne de calcaire contenant 90 % de carbonate de calcium; calculer le volume de gaz carbonique obtenu (mesuré dans les conditions normales). $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Ca} = 40$.

4. Une opération au four à chaux a fourni 100 m³ de gaz carbonique (mesuré dans les conditions normales); quel poids de chaux a-t-on tiré de cette opération? $\text{Ca} = 40$; $\text{O} = 16$.

5. On veut obtenir 4,5 l de gaz carbonique à 0° et sous une pression égale à la pression atmosphérique normale; quel poids de craie faut-il décomposer à cet effet par l'acide chlorhydrique (la craie contient 10 % d'impuretés)? $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Ca} = 40$.

6. Pour décomposer du marbre blanc, on emploie de l'acide chlorhydrique commercial contenant 36 % de son poids du corps pur ClH ; quel volume de gaz carbonique (mesuré dans les conditions où le volume moléculaire vaut 25 litres) obtiendra-t-on avec 100 cm³ de cet acide mis en présence de marbre en excès? $\text{Cl} = 35,5$; $\text{H} = 1$.

7. Quel poids de chaux vive faut-il mettre dans 2 litres d'eau pour obtenir une eau de chaux saturée, mais limpide, contenant 1,3 g de chaux éteinte par litre?

8. Quel volume de gaz carbonique (mesuré dans les conditions normales) doit-on faire passer dans 100 cm³ d'eau de chaux (à 1 g de chaux éteinte par litre) pour transformer toute la chaux en un précipité de carbonate de calcium? $\text{Ca} = 40$; $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

9. On fait passer du gaz carbonique sur du carbone chauffé au rouge et l'on obtient 2,24 l d'un gaz combustible ne troublant pas l'eau de chaux; expliquer la transformation; calculer le poids de carbone et le volume de gaz carbonique utilisés (les volumes gazeux sont mesurés dans les conditions normales). $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

10. Sur 75 g de carbonate de calcium, supposé pur, on verse de l'acide chlorhydrique en excès. Ecrire la réaction et nommer les produits obtenus. Quel volume de gaz, mesuré dans les conditions normales, pourra-t-on recueillir? Sachant que la solution acide employée renferme 36 % de son poids de gaz acide chlorhydrique, quel poids minimum de cette solution faut-il pour décomposer tout le carbonate? $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Ca} = 40$; $\text{Cl} = 35,5$.

NEUVIÈME CHAPITRE

LE SOUFRE

S = 32

45. Présentation; propriétés physiques.

Le soufre est un corps simple que l'on trouve dans le sol, principalement dans les régions volcaniques; le commerce livre le soufre soit en poudre jaune clair : la *fleur de soufre*, soit en bâtons épais à peu près cylindriques : le *soufre en canons*.

a) Le soufre est un solide jaune, inodore, sans saveur, assez cassant

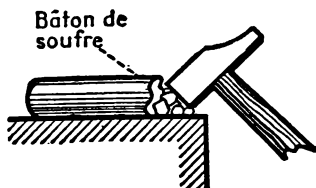


FIG. 63. — Le soufre est un solide cassant.

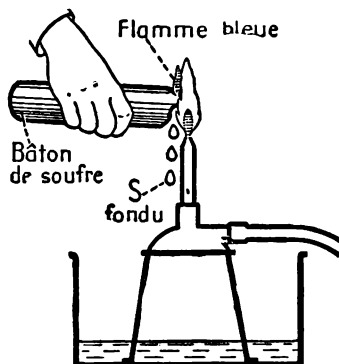


FIG. 64. — Le soufre, présenté à la flamme, fond et brûle sans échauffer toute sa masse : il est mauvais conducteur de la chaleur.

(fig. 63), dont le poids spécifique est voisin de 2 g/cm^3 .

b) Le soufre est insoluble dans l'eau mais soluble dans le sulfure de carbone; ce solvant du soufre est un liquide à odeur désagréable qui s'évapore facilement et dont les vapeurs sont assez dangereuses parce qu'inflammables; par évaporation d'une solution de soufre dans le sulfure de

carbone, on obtient **du soufre octaédrique**, c'est-à-dire des *cristaux* de soufre dont la forme dérive de celle d'un octaèdre régulier (1).

c) Le soufre est mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité :

1° Si l'on tient un bâton de soufre dont l'une des extrémités est dans une flamme, on ne ressent aucun échauffement (fig. 64) : la chaleur se propage donc très mal dans le soufre;

2° Le frottement électrise le soufre (fig. 65); puisque l'électricité apparue ne s'écoule pas dans la main qui tient le bâton de soufre (comme elle le ferait

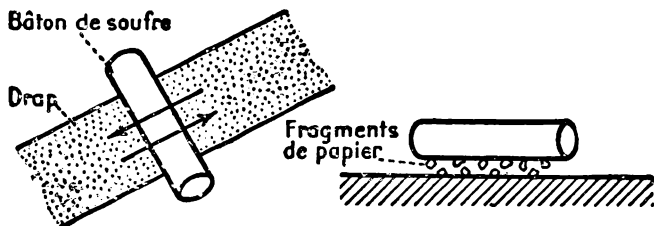


FIG. 65. — Le soufre, frotté énergiquement, attire les corps légers : il est mauvais conducteur de l'électricité.

si l'on frottait de même un cylindre de métal), et demeure localisée aux endroits frottés, c'est que le soufre ne conduit pas l'électricité : c'est un *isolant*.

d) Le soufre fond aisément et se vaporise assez facilement :

Du soufre chauffé à petite flamme, fond vers 120° en devenant un *liquide*

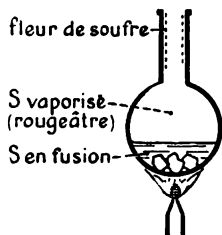


FIG. 66. — Fusion facile et vaporisation de soufre.

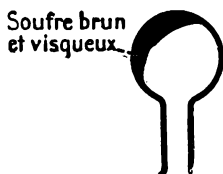


FIG. 67. — Vers 200° le ballon peut être retourné.

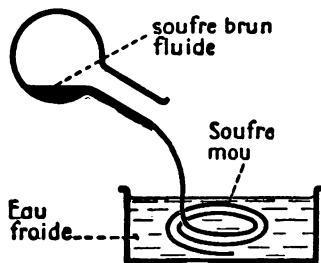


FIG. 68. — Obtention du soufre mou.

jaune assez clair, ressemblant à l'huile d'olive (fig. 66); ce liquide émet d'ailleurs de la *vapeur de soufre*, rougeâtre, qui se transforme en fleur de soufre sur les parties froides du ballon.

(1) Solide dont les huit faces sont des triangles isocèles égaux.

Si l'on continue de chauffer, le soufre liquide devient *brun* et *visqueux* et, vers 200°, le ballon peut être retourné sans qu'il y ait écoulement de liquide (fig. 67).

A une température encore plus élevée, le soufre reste brun mais reprend sa fluidité; versé alors dans l'eau, il donne du *soufre mou* (fig. 68), élastique comme le caoutchouc, mais qui, peu à peu, redevient cassant.

Enfin, vers 445°, le *soufre bout* avec dégagement tumultueux de vapeur de soufre rouge-brunâtre.

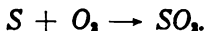
Au refroidissement, le soufre repasse par les mêmes états puis se solidifie sous forme de longues aiguilles jaunes et flexibles, enchevêtrées, qui constituent le *soufre prismatique*.

Soufre *octaédrique* et soufre *prismatique* sont deux *variétés allotropiques* de soufre (1); d'ailleurs, les aiguilles prismatiques se transforment à la longue en chapelets de petits octaèdres.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

46. Le soufre est combustible et réducteur.

a) *Le soufre brûle dans l'oxygène et dans l'air en produisant du gaz sulfureux SO₂*; cette propriété a été étudiée à propos de l'oxygène (fig. 24 et 25) :



Parce qu'il est combustible, le soufre est employé en Sicile (où les autres combustibles sont rares et chers) pour fondre la terre à soufre et obtenir le soufre brut (§ 48); de même, il entre dans la confection de certaines allumettes (fig. 69) : enflammé facilement par la combustion très rapide de la pâte phosphorée, il enflamme à son tour la bûchette de bois.



FIG. 69. — Allumette soufrée.

b) *Comme tous les bons combustibles, le soufre est réducteur*;

Par exemple, chauffé avec des corps riches en oxygène comme l'*acide sulfurique* (SO₄H₂) et l'*acide nitrique* (NO₃H), le soufre les décompose et s'unit à l'oxygène libéré pour donner du gaz sulfureux.

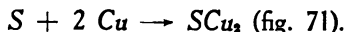
(1) Comme le diamant et le graphite sont des variétés allotropiques de carbone (§ 36).

47. Action du soufre sur les métaux.

a) **Fer.** — Si l'on chauffe en un point un mélange de *fleur de soufre* et de *limaille de fer* on déclenche une réaction vive conduisant au *sulfure de fer artificiel* (SFe) :



b) **Cuivre.** — Dans la vapeur de soufre, le cuivre s'unit vivement au soufre pour donner du *sulfure de cuivre* (SCu_2).



c) **Sulfures naturels.** — Ces réactions vives entre soufre et métaux font comprendre pourquoi l'on trouve dans le sol de nombreux *sulfures métalliques* naturels, dont certains présentent un grand intérêt industriel; ainsi

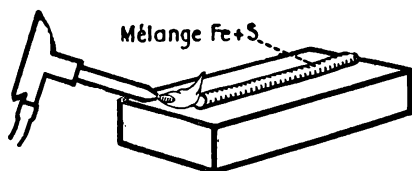


FIG. 70. — *Synthèse du sulfure de fer.*

On mélange intimement le soufre et le fer (dans la proportion de 32 g de S pour 56 g de Fe) et l'on chauffe en un point; l'incandescence se propage dans toute la masse, entretenue par la chaleur dégagée par la réaction; la masse brune, compacte, qui se forme est du *sulfure de fer* SFe .

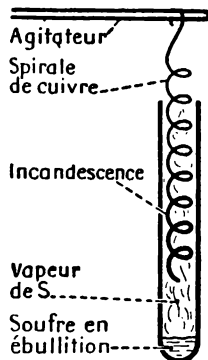


FIG. 71. — *Synthèse du sulfure de cuivre.*

Une spirale de cuivre, placée dans la vapeur de soufre (obtenue par ébullition du soufre fondu) devient incandescente, ce qui prouve qu'elle est le siège d'une réaction vive entre le cuivre et le soufre.

— La *pyrite* (sulfure de fer naturel S_2Fe) est une matière première de la fabrication de l'acide sulfurique;

— La *blende* (sulfure de zinc SZn)

— La *galène* (sulfure de plomb SPb)

— Le *cinabre* (sulfure de mercure SHg)

} sont des *minerais* importants⁽¹⁾.

EXTRACTION DU SOUFRE

Le soufre naturel est mélangé de terre; pour le séparer de celle-ci, il suffit de le faire fondre en chauffant la *terre à soufre* un peu au-dessus de 120° .

(1) C'est-à-dire des corps naturels à partir desquels on prépare industriellement des métaux.

48. Soufre de Sicile.

a) *Extraction du soufre brut.* — On entasse la terre à soufre de

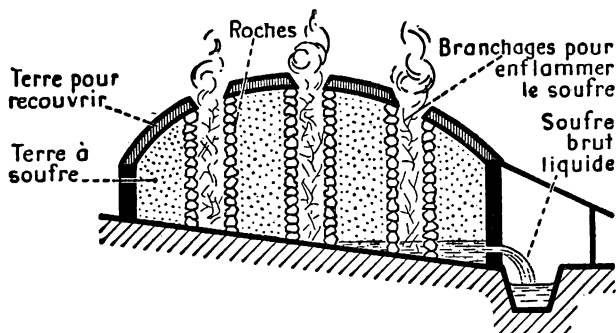


FIG. 72. — *Obtention du soufre brut en Sicile. (Environ 1/3 du soufre de la terre à soufre brûle et la chaleur qui en résulte fait fondre le reste du soufre.)*

façon à former des sortes de meules (*calcaroni*) recouvertes de terre, dans lesquelles sont ménagées des cheminées permettant à une partie du soufre de brûler (fig. 72).

b) *Raffinage du soufre.* — On le fond à la partie supérieure d'un four spécial (fig. 73), puis on fait bouillir le soufre liquide dans la région inférieure,

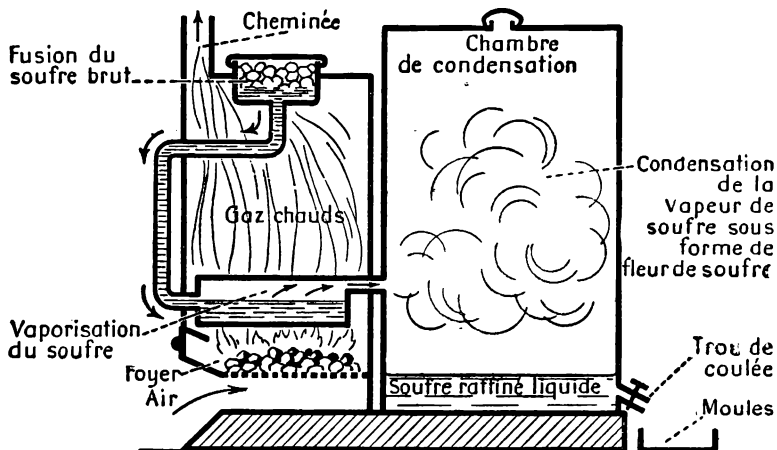


FIG. 73. — *Raffinage du soufre.*

près du foyer; la vapeur de soufre, refroidie dans une grande chambre, se transforme :

— D'abord en *fleur de soufre* (poudre jaune) tant que les parois de la chambre sont à une température inférieure à 120° .

C'est ce *soufre en fleur* que l'on répand sur la vigne pour combattre la maladie due à un champignon microscopique (*oidium*); il entre aussi dans la préparation de pommades soufrées destinées au traitement de certaines maladies de peau.

— Puis en *soufre pur liquide*, quand la température dépasse 120° ; ce liquide, coulé dans des moules en bois, se solidifie sous forme de *soufre en canons*.

49. Soufre d'Amérique.

En *Louisiane*, au *Texas*, en *Californie*, le soufre se trouve dans des bancs de sable situés à plusieurs dizaines de mètres sous terre; au moyen de tubes de fer verticaux, on y envoie de la vapeur d'eau fortement chauffée qui fait fondre le soufre sur place, puis on pompe le soufre liquide par des tubes placés à l'intérieur des premiers.

Ce soufre est assez pur pour que son raffinage ne soit pas nécessaire.

RÉSUMÉ

Le soufre, que le commerce livre sous forme de fleur de soufre ou de soufre en canons, est un solide jaune clair, assez cassant; il est insoluble dans l'eau mais soluble dans le sulfure de carbone; l'évaporation de cette solution donne des cristaux de soufre octaédrique.

Contrairement aux solides métalliques, le soufre est mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité.

Le soufre fond vers 120° et bout vers 445° ; entre ces températures le soufre change plusieurs fois de couleur et de consistance.

Le refroidissement du soufre liquide conduit à des cristaux de soufre prismatique, différents des cristaux octaédriques (variétés allotropiques).

Le soufre brûle dans l'oxygène et dans l'air en produisant du gaz sulfureux (SO_2); étant bon combustible, il est aussi réducteur.

Le soufre réagit vivement, à chaud, sur de nombreux métaux et donne avec eux des sulfures (SF_6 , SCu ,...); ceci explique l'abondance des sulfures métalliques naturels dont certains constituent des matières premières industrielles très importantes.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'entend-on par *fleur de soufre* et *soufre en canons*?
- Comparer un morceau de soufre à un morceau de métal (fer, plomb) quant au poids spécifique et à la solidité.
- Comment montre-t-on que le soufre conduit mal la chaleur?
- Comment peut-on électrifier un bâton de soufre? Que peut-on en conclure?
- Quel est le *solvant* du soufre? Qu'est-ce que le *soufre octaédrique*?

- Qu'observe-t-on quand on chauffe progressivement du soufre?
- Qu'est-ce que le *soufre mou*?
- Comparer le *soufre prismatique* au soufre octaédrique.
- Comment peut-on montrer que le soufre est *combustible*? Quel est le produit de la combustion?
- Quelles sont les applications de cette combustion facile du soufre?
- Comment réalise-t-on la synthèse du *sulfure de fer* artificiel?
- Et celle du *sulfure de cuivre*?
- Expliquer la présence de *sulfures métalliques* dans le sol; citer des sulfures naturels de grande importance industrielle.
- Quel est le principe de l'*extraction* du soufre, en Sicile?
- Comment raffine-t-on le soufre?
- Comment extrait-on le soufre du sol, en Amérique?

1. Calculer le volume de gaz sulfureux obtenu par combustion de 1,6 g de soufre, ce volume étant mesuré dans les conditions où le volume moléculaire vaut 25 litres. $S = 32$.

2. On dispose d'un flacon contenant 1 litre d'oxygène pur; quel poids de soufre pourra-t-on y brûler et quel sera le volume de gaz sulfureux formé (on suppose les volumes mesurés dans les conditions normales). $S = 32$; $O = 16$.

3. On dispose de 80 g de fleur de soufre; quel poids de limaille de fer (supposée pure) doit-on leur mélanger pour qu'après réaction il ne reste que du sulfure de fer artificiel? $S = 32$; $Fe = 56$.

4. Calculer, d'après les formules de ces deux corps purs, les compositions centésimales du sulfure de fer artificiel et de la pyrite de fer.

5. En mettant 3,2 g de cuivre pur dans de la vapeur de soufre, quel poids de sulfure de cuivre, SCu , peut-on obtenir? $S = 32$; $Cu = 64$.

6. Calculer les poids de soufre qui entrent dans la constitution de 100 g de blende (SZn) et de galène (SPb). $S = 32$; $Zn = 65$; $Pb = 207$.

LE GAZ SULFUREUX

$$SO_2 = 64$$

50. Préparation :

a) **Industrielle.** — Les quantités très importantes de gaz sulfureux demandées par l'industrie de l'acide sulfurique (leçon suivante) sont obtenues par

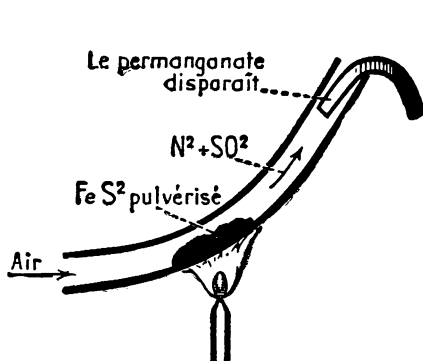


FIG. 74. — Principe du grillage de la pyrite de fer.

Le gaz sulfureux produit se reconnaît à la décoloration du permanganate de potassium.

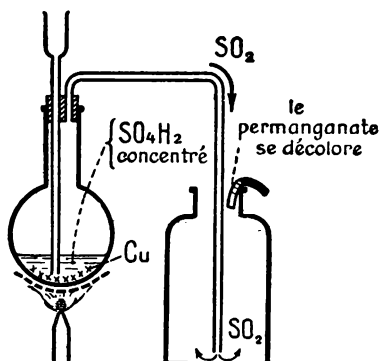
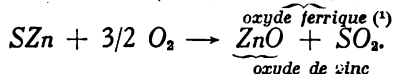
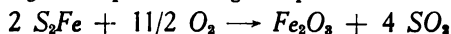


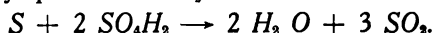
FIG. 75. — Préparation du gaz sulfureux par réduction de l'acide sulfurique concentré et bouillant en présence du cuivre.

grillage de sulfures naturels, surtout pyrite (S_2Fe) et blende (SZn) ; le grillage est une *oxydation* par chauffage en présence d'air (fig. 74) :



(1) Cet oxyde ferrique est différent de l'oxyde gris obtenu par combustion du fer dans l'oxygène ; il ressemble à la rouille du fer.

b) *En petites quantités*, on obtient SO_2 soit par **combustion du soufre** (fig. 25), soit par **réduction de l'acide sulfurique** (SO_4H_2); le réducteur employé peut être le *soufre* :



On emploie très souvent aussi le *cuivre* (fig. 75) : l'explication de cette réaction sera donnée dans la prochaine leçon.

51. Propriétés physiques :

a) Nous avons pu déjà observer le gaz sulfureux et remarquer qu'il est **incolore** et doué d'une **odeur suffocante**; il provoque la toux et l'on doit éviter de le respirer. On s'en sert d'ailleurs pour tuer de petits animaux (déparasitage des navires) et des microbes (désinfection des tonneaux).

b) C'est **un gaz plus dense que l'air**; en effet :

Dans les conditions normales : $\left\{ \begin{array}{l} 22,4 \text{ l de } \text{SO}_2 \text{ pèsent } 64 \text{ g (puisque } \text{SO}_2 = 64); \\ 22,4 \text{ l d'air pèsent } 1,3 \times 22,4 \approx 29 \text{ g.} \end{array} \right.$

Donc, à volume égal, le gaz sulfureux est $\frac{64}{29} \approx 2,2$ fois plus lourd que

l'air; aussi peut-on facilement le recueillir par **déplacement d'air** (fig. 75).

c) **Le gaz sulfureux est très soluble dans l'eau**; si l'on recommence avec lui l'expérience faite avec le gaz carbonique (fig. 53), la succion éprouvée au niveau de la paume de la main est beaucoup plus énergique, preuve que tout le gaz sulfureux de l'éprouvette se dissout dans une quantité d'eau même minime.

d) **La liquéfaction du gaz sulfureux est encore plus facile que celle du gaz carbonique**; à la température ordinaire, il suffit de comprimer le gaz sulfureux à environ 3 fois la pression atmosphérique : c'est de cette façon qu'est obtenu le **liquide sulfureux** livré par le commerce dans des siphons analogues aux

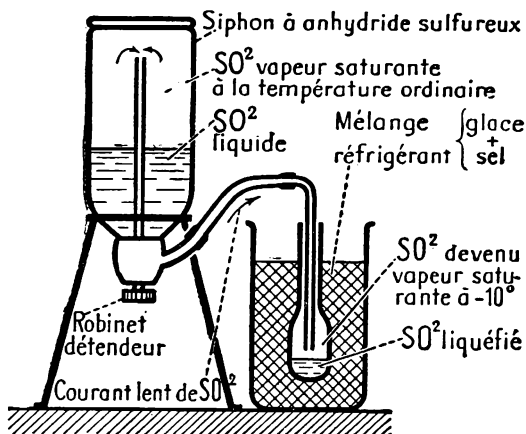


FIG. 76. — Dans le siphon l'anhydride sulfureux est liquéfié par compression à la température ordinaire.

Dans le mélange réfrigérant la liquéfaction est obtenue par refroidissement à la pression atmosphérique ordinaire.

le commerce dans des siphons analogues aux

siphons d'eau de Seltz (la partie gauche de la figure 76 montre comment on doit placer le siphon pour obtenir un courant de *gaz sulfureux*).

On obtient aussi la liquéfaction du *gaz sulfureux* sans compression, par simple refroidissement à -10° (partie droite de la fig. 76).

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

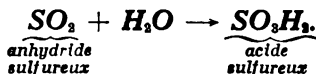
52. Le gaz sulfureux n'est ni combustible, ni comburant.

Quand le soufre, en brûlant dans un flacon d'oxygène, a utilisé tout cet oxygène en le remplaçant par du *gaz sulfureux*, celui-ci ne s'enflamme pas, et le soufre s'éteint, ne pouvant plus brûler.

On peut d'ailleurs se servir du *gaz sulfureux* pour éteindre les feux de cheminée; il suffit de projeter dans la cheminée un peu de soufre et de boucher les entrées d'air intérieures: le soufre brûle en remplaçant l'oxygène de l'air intérieur par du *gaz sulfureux* qui ne permet plus la combustion de la suie.

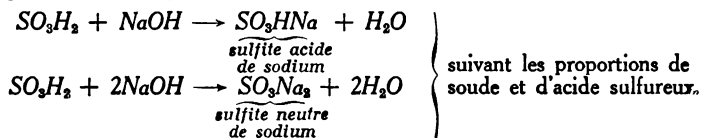
53. Le gaz sulfureux est un anhydride.

Nous savons qu'en présence d'eau, le *gaz sulfureux colore en rouge la teinture de tournesol* (§ 28-1^o), et nous avons dit que ce changement de teinte indiquait la présence d'un *acide*, résultant de l'action de l'eau sur un *anhydride*:



Nous verrons qu'en agissant sur une *base*, un *acide* donne un ou plusieurs sels et de l'eau:

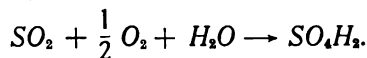
Par exemple, avec la *base soude*, l'*acide sulfureux* (présent dans toute solution de *gaz sulfureux*) peut donner deux sels, que l'on appelle des *sulfites*:



54. Le gaz sulfureux est réducteur.

Si l'on met une solution de *permanganate de potassium*, qui a une couleur violette très marquée et dont les molécules contiennent beaucoup d'oxygène (formule MnO_4K), en présence de *gaz sulfureux* (fig. 74) ou de *solution sulfureuse* (fig. 77, partie gauche), on obtient une décoloration, preuve que le *permanganate est réduit*.

L'oxygène, libéré par la décomposition du permanganate, oxyde l'anhydrique sulfureux qui devient, en présence d'eau, de l'acide sulfurique :



On reconnaît l'acide sulfurique formé au précipité ⁽¹⁾ blanc qu'il trouve avec le chlorure de baryum (Cl_2Ba) (fig. 77, partie droite).

C'est aussi par une réduction de la matière colorante que s'explique la décoloration d'une rose ou d'une violette mises en présence de gaz sulfureux; cette propriété trouve son application dans le blanchiment de la laine, de la soie, de la paille, des plumes, des éponges, etc...

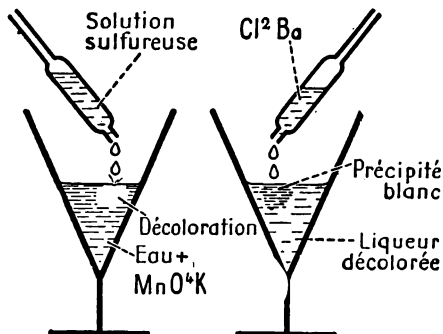


FIG. 77. — Réduction du permanganate de potassium par la solution sulfureuse.

RÉSUMÉ

Le gaz sulfureux (SO_2) est obtenu industriellement par grillage de sulfures naturels (S, Fe, S Zn); en petites quantités, on le prépare en faisant brûler du soufre ou en réduisant de l'acide sulfurique (SO_4H_2) par du soufre ou du cuivre.

C'est un gaz incolore, d'odeur suffocante, dangereux (dératisation, désinfection), plus dense que l'air, très soluble dans l'eau et très facilement liquéfiable.

Le gaz sulfureux est un anhydride, donnant avec l'eau de l'acide sulfureux qui rougit le tournesol et se combine aux bases (la soude, par exemple) pour former des sels (sulfites).

Le gaz sulfureux et la solution sulfureuse sont réducteurs; par exemple la réduction du permanganate de potassium (violet) provoque sa décoloration pendant que l'anhydride sulfureux se transforme en acide sulfurique.

Certaines décolorations, certains blanchiments industriels sont dus aussi à la réduction de la matière colorante par l'anhydride sulfureux.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'est-ce que le grillage d'un sulfure naturel? Exemples? Intérêt?
- Quel est le moyen le plus simple d'obtenir un flacon de gaz sulfureux?

(1) Un précipité est un corps insoluble qui, apparaissant dans une solution, trouble cette solution.

- Par quoi peut-on réduire l'acide sulfurique pour obtenir du gaz sulfureux?
- Pourquoi recueille-t-on le gaz sulfureux par déplacement d'air et non sur la cuve à eau? Quelle doit-être la position du tube à dégagement?
- Quelles sont les propriétés physiologiques du gaz sulfureux?
- Comment peut-on montrer que le gaz sulfureux est très soluble dans l'eau?
- Comment peut-on liquéfier le gaz sulfureux?
- Montrer que le gaz sulfureux n'est ni combustible, ni comburant.
- Comment montre-t-on que le gaz sulfureux est un anhydride?
- Qu'obtient-on en mettant de la solution sulfureuse en présence de soude?
- Comment s'explique la décoloration du permanganate de potassium?
- En quoi se transforme l'anhydride sulfureux quand il opère une réduction?
- Que peut-on dire des propriétés décolorantes de l'anhydride sulfureux?

1. On veut « soufrer » (c'est-à-dire désinfecter par SO_2) un tonneau de capacité 2000 litres; admettant que le soufre cesse de brûler quand tout l'oxygène de l'air du tonneau s'est combiné, calculer la diminution du poids de la mèche soufrée après l'opération (on admet que les volumes gazeux sont mesurés dans les conditions normales). $\text{S} = 32$.

2. Quel volume de gaz sulfureux (mesuré dans les conditions où le volume moléculaire vaut 75 litres) obtient-on par grillage d'une tonne de pyrite à 80 % de S_2Fe ? $\text{S} = 32$; $\text{Fe} = 56$.

3. Calculer le volume d'air (supposé mesuré dans les conditions normales) exigé par le grillage d'une tonne de blende à 70 % de SZn ? $\text{S} = 32$; $\text{Zn} = 65$.

4. On veut remplir de gaz sulfureux 5 flacons de 1 litre; quel poids d'acide sulfurique (à 80 % de SO_3H_2) faut-il réduire par le soufre pour obtenir ce résultat (les conditions sont telles qu'un volume moléculaire de gaz sulfureux vaut 25 litres)? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

5. Dans 100 cm^3 d'une solution normale de soude (contenant 40 g de NaOH par litre) on envoie un courant de gaz sulfureux pour obtenir du sulfite neutre de sodium SO_3Na_2 ; calculer le volume de gaz sulfureux (mesuré dans les conditions normales) demandé par la transformation complète de la soude en sulfite. $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

6. On se propose de désinfecter une salle de 6 m sur 5 m et 3 m en y brûlant du soufre. Déterminer le poids minimum de soufre à employer, si l'on se propose de faire entrer en combinaison tout l'oxygène de l'air de la salle. L'air de la salle est supposé dans les conditions normales.

B. E., Académie de Paris, 1922.

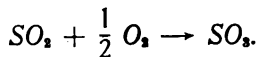
L'ACIDE SULFURIQUE



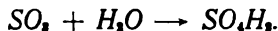
55. Préparation.

Seule, la grande industrie chimique prépare l'acide sulfurique; le principe des préparations industrielles est *l'oxydation du gaz sulfureux*.

1° **Procédé de contact.** — Le gaz sulfureux (obtenu par grillage d'un sulfure naturel; § 50-a) est purifié, mélangé à de l'air sec, et envoyé sur un matériau renfermant du *platine* (amiante platinée, mousse de platine; fig. 78) chauffé assez fortement; au *contact* du platine, SO_2 s'unit à l'oxygène de l'air pour donner de l'*anhydride sulfurique* (SO_3) :



SO_3 est un solide blanc qui, en présence d'eau, se transforme en *acide sulfurique* :



Ce procédé de contact permet d'obtenir, soit de l'*acide sulfurique pur*, soit des *solutions sulfuriques très concentrées* (c'est-à-dire.

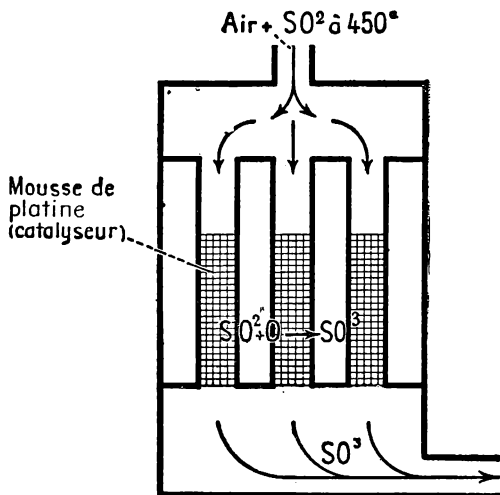


FIG. 78. — Préparation de l'anhydride sulfurique par le procédé de contact.

ne contenant que très peu d'eau) demandées par les industries des poudres et explosifs et des matières colorantes.

Remarque. — Le platine qui n'est pas modifié par la réaction, mais dont la présence permet cette réaction, joue le rôle de catalyseur.

2^o Procédé des chambres de plomb. — Le gaz sulfureux passe dans une série de très vastes chambres, à parois intérieures protégées par un revê-

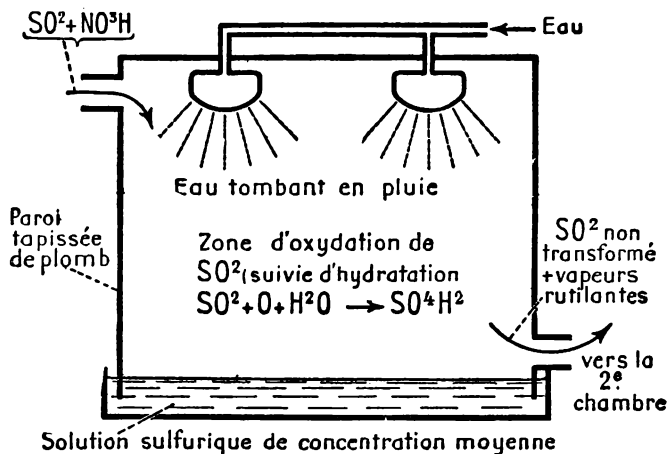
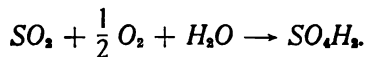


FIG. 79. — Préparation de l'acide sulfurique par le procédé des chambres de plomb.

tement de plomb, où il se trouve mélangé à de l'air, à des vapeurs rutilantes (résultant de la réduction de l'acide nitrique NO_3H) et à de l'eau (fig. 79); une suite de réactions chimiques a lieu, qui se solde par une oxydation suivie d'hydratation du gaz sulfureux :



Les vapeurs rutilantes, qui cèdent de l'oxygène au gaz sulfureux mais se reforment aussitôt aux dépens de l'oxygène de l'air, peuvent servir indéfiniment : elles jouent aussi le rôle de catalyseur;

Pour compenser des pertes inévitables, il suffit d'ajouter de temps en temps un peu d'acide nitrique (NO_3H ; fig. 79) que le gaz sulfureux transforme en vapeurs rutilantes par réduction.

Ce procédé des chambres de plomb, plus ancien que le procédé de contact, reste plus économique pour la production de grandes quantités d'acide sulfurique, impur et assez peu concentré, convenant à la fabrication de produits chimiques importants (principalement sulfate d'ammonium et superphosphates, très employés comme engrais).

56. Propriétés physiques :

a) Pur, l'acide sulfurique est un *liquide incolore de consistance huileuse et de grande densité*.

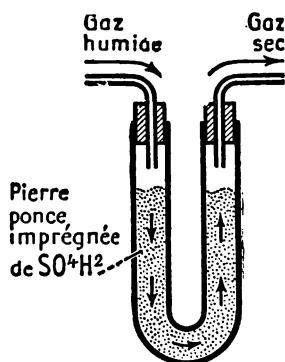


FIG. 80. — Tube desséchant à « ponce sulfurique ».

b) L'acide sulfurique se mélange à l'eau en toutes proportions et les acides

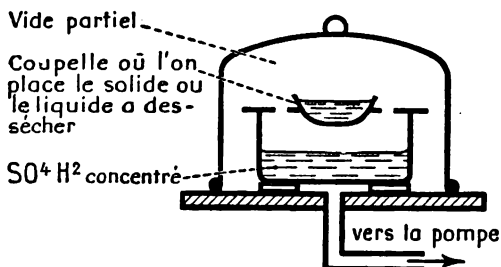


FIG. 81. — Dessiccation rapide d'un solide ou d'un liquide. (Le vide partiel active l'évaporation de l'eau, dont la vapeur est absorbée par l'acide sulfurique.)

sulfuriques » commerciaux ne sont, en réalité, que des solutions plus ou moins concentrées (et plus ou moins mélangées d'impuretés) d'acide sulfurique dans l'eau; toutes sont *dangereuses* parce que *corrosives*.

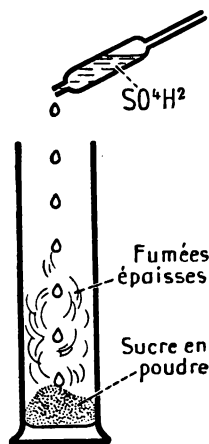


FIG. 82. — Carbonisation du sucre par l'acide sulfurique.

Si l'on dilue de l'acide concentré, en le mélangeant à l'eau, on obtient un *dégagement de chaleur important* qui peut élever la température du mélange de plusieurs dizaines de degrés : c'est la preuve que *l'acide sulfurique est très avide d'eau* (1).

Cette avidité pour l'eau explique l'emploi de l'acide sulfurique pour *dessécher les gaz* (fig. 80), et aussi les solides et les liquides (fig. 81).

Action sur les matières organiques. — On peut rapprocher de cette action desséchante de l'acide sulfurique, son *action corrosive sur les organismes animaux et végétaux et les corps que produisent ces organismes* :

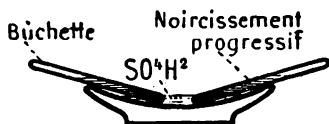


FIG. 83. — Carbonisation du bois par l'acide sulfurique.

Par exemple, le

(1) Cette dilution se fait en versant l'acide dans l'eau, petit à petit; il est dangereux de verser, au contraire, de l'eau dans l'acide concentré, car il peut se produire des projections d'acide.

sucré (fig. 82), le bois (fig. 83) sont progressivement décomposés et l'acide n'en laisse qu'un résidu de *charbon*;

Des gouttes d'acide, sur du tissu quelconque, y forment des taches brunes qui seront autant de trous au prochain lavage; le papier subit une *carbonisation* analogue.

Enfin, l'acide sulfurique (encore appelé *vitriol*) produit sur la peau de très graves brûlures : aussi faut-il laver à grande eau la moindre projection de cet acide dangereux.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

57. L'acide sulfurique peut être pris comme type des acides.

a) **Action sur le tournesol.** — Si l'on fait tomber une goutte d'acide sulfurique dans un grand verre d'eau, colorée en bleu par du tournesol, on constate un *rougissement immédiat et très franc* (fig. 84).

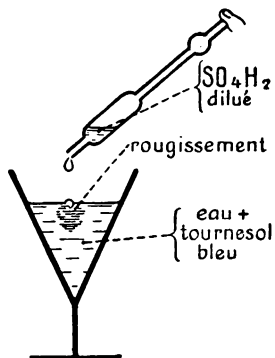
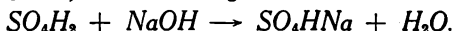
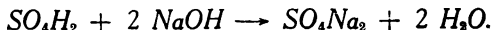


FIG. 84. — L'acide sulfurique rougit le tournesol.

b) **Action sur les bases.** — En versant une solution sulfurique contenant par exemple 1 mol.-gr. d'acide sulfurique ($SO_4H_2 = 98 \text{ g}$) dans une solution basique contenant aussi une molécule-gramme de soude ($NaOH = 40 \text{ g}$), on obtient une réaction marquée par un **dégagement de chaleur** important, et produisant une mol.-gr. de *sel* (*sulfate acide de sodium* SO_4HNa) et une mol.-gr. d'*eau* :



Avec une quantité double de soude pour la même quantité d'acide, on obtiendrait un autre sel : le *sulfate neutre de sodium* (SO_4Na_2) :



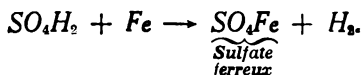
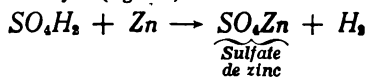
Dans de telles réactions entre acide et base, on constate que **la formation du sel résulte du remplacement de l'hydrogène de l'acide par le métal de la base.**

L'acide sulfurique, ayant dans sa molécule-gramme (SO_4H_2) deux atomes-grammes d'hydrogène remplaçables par deux atomes-grammes du métal sodium (Na), est un *biacide* : il donne deux sels avec la même base ⁽¹⁾.

c) **Action sur les métaux.** — 1° *A froid, en solution diluée, l'acide sulfurique attaque certains métaux avec production d'un*

(1) L'acide sulfureux SO_2H_2 est aussi *biacide*. 2 sulfites : § 53).

sel (sulfate) et dégagement d'hydrogène; c'est ce qui se passe, par exemple, avec le zinc et le fer (fig. 85) :



C'est un moyen de préparer l'hydrogène (§ 31-b).

2° **D'autres métaux, non attaqués à froid par l'acide dilué, sont attaqués à chaud par l'acide concentré avec production d'un sel (sulfate) et dégagement de gaz sulfureux;** c'est ce qui a lieu, par exemple, avec le cuivre, le mercure, l'argent, le plomb (1); en particulier, la réaction sur le cuivre :

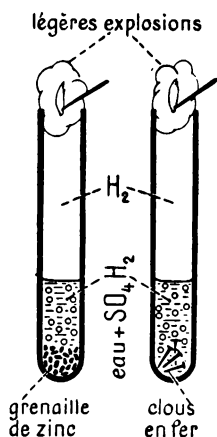


FIG. 85. — Action de l'acide sulfurique, dilué et froid, sur le zinc et le fer.

L'hydrogène dégagé se reconnaît à son inflammation, précédée d'une légère explosion.

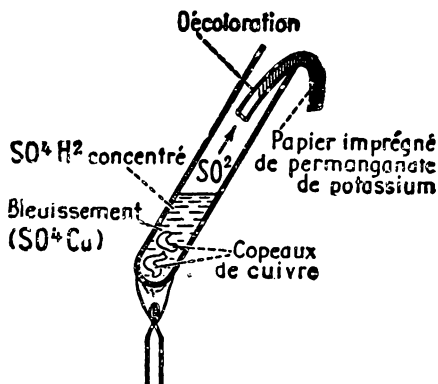


FIG. 86. — L'acide sulfurique concentré et bouillant attaque le cuivre avec formation de sulfate de cuivre et dégagement d'anhydride sulfureux.



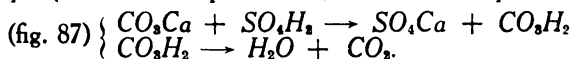
est utilisée pour obtenir de petites quantités de gaz sulfureux (fig. 86 et 75).

d) Action sur les sels. — Mis en présence d'un sel dérivant d'un

(1) C'est parce que le plomb ne réagit pas avec l'acide dilué et froid que l'on peut s'en servir dans les « chambres de plomb ».

autre acide, l'acide sulfurique le décompose et s'unit à son métal pendant que cet autre acide est libéré. Par exemples :

1^o Avec du carbonate de calcium (sel de l'acide carbonique CO_2H_2 ; § 43) on obtient du sulfate de calcium (SO_4Ca) et un dégagement de gaz carbonique (dû à la décomposition de l'acide carbonique libéré) :



2^o Avec du chlorure de baryum (Cl_2Ba), il se forme du sulfate de baryum insoluble (précipité) pendant que de l'acide chlorhydrique se dégage :



Cette réaction est *très sensible* : si l'on verse quelques gouttes de chlorure de baryum dans une solution ne contenant même qu'une très petite quantité d'acide sulfurique, la solution se trouble par formation d'un *précipité blanc* de sulfate de baryum (fig. 88).

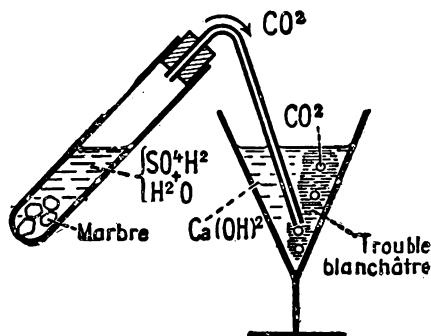


FIG. 87. — L'attaque du carbonate de calcium (marbre) par l'acide sulfurique donne naissance au gaz carbonique qui trouble l'eau de chaux.

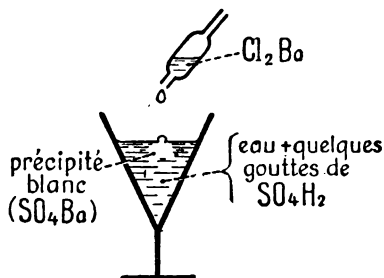
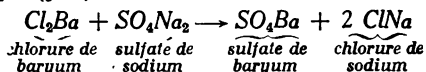


FIG. 88. — Action de l'acide sulfurique sur le chlorure de baryum.

Le même précipité apparaît dans une solution où l'acide sulfurique est remplacé par un sulfate; par exemple (§ 67) :



On dit que le chlorure de baryum est le **réactif** de l'acide sulfurique et de ses sels (les sulfates) en solution.

Dans l'industrie ou au laboratoire, cette action de l'acide sulfurique sur les sels trouve son application dans la *préparation de nombreux acides* (chlorhydrique, nitrique, phosphorique, etc...).

RÉSUMÉ

L'acide sulfurique (SO_4H_2) est un produit industriel très important que l'on prépare par oxydation (solvie d'hydratation) du gaz sulfureux; dans le procédé de contact, l'oxydation se fait par l'oxygène de l'air en présence de platine chauffé; dans le procédé des chambres de plomb, ce sont des vapeurs rutilantes (résultant de la réduction de l'acide nitrique par SO_2) qui oxydent le gaz sulfureux.

L'acide sulfurique pur est un liquide incolore, sirupeux, dense, miscible à l'eau en toutes proportions; il est très avide d'eau, ce qui le fait employer comme desséchant; il carbonise les matières organiques telles que le sucre, le papier, le bois, les tissus et provoque de profondes brûlures de la peau.

L'acide sulfurique peut être pris comme type des acides: Il rougit le tournesol, se combine aux bases pour former des sels (sulfates) et de l'eau, attaque les métaux soit à froid (et dilué) avec production de sulfates et d'hydrogène, soit à chaud (et concentré) avec aussi production de sulfates mais dégagement de gaz sulfureux; par action sur un sel d'un autre acide, il donne un sulfate en libérant cet autre acide. En particulier, la réaction très sensible qu'il donne avec le chlorure de baryum permet de déceler sa présence dans une solution, même en très petite quantité.

QUESTIONS ET EXERCICES

- A quoi se résume la préparation industrielle de l'acide sulfurique à partir du gaz sulfureux?
- Comparer cette préparation au procédé employé pour obtenir au laboratoire de petites quantités de SO_3 .
- Pourquoi le 1^{er} procédé est-il dit « de contact »?
- Que sont les « vapeurs rutilantes »? Quel est leur rôle?
- Ces deux procédés donnent-ils exactement les mêmes produits commerciaux?
- Comment se présente l'acide sulfurique pur?
- Obtient-on facilement des solutions sulfuriques?
- Quelle précaution prend-on quand on dilue de l'acide concentré?
- Par quelles observations constate-t-on que l'acide sulfurique est très avide d'eau? Application?
- Quelle est l'action de SO_4H_2 sur les matières organiques?
- Pourquoi les solutions sulfuriques sont-elles dangereuses?
- Comparer les actions des solutions carbonique et sulfurique sur le tournesol.
- A quoi se résume l'action d'un acide sur une base?
- Comparer la constitution du sel obtenu à celle de l'acide dont il dérive.
- Pourquoi dit-on que SO_4H_2 est biacide? Comment s'appellent ses sels?
- Quelle est l'action de SO_4H_2 , froid et étendu, sur un métal altérable? Exemples?
- Comment peut-on attaquer des métaux assez peu altérables comme le cuivre et le mercure?

— Que se passe-t-il quand on met SO_4H_2 en présence d'un sel d'un autre acide? Applications?

— Quel est le « réactif » de SO_4H_2 et des sulfates en solution? Pourquoi?

1. Quel volume de gaz sulfureux (mesuré dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 0,075 m³) faut-il oxyder puis hydrater pour obtenir une tonne d'acide sulfurique pur? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

2. Quel poids d'eau faut-il ajouter à 100 kg d'anhydride sulfurique pour obtenir de l'acide sulfurique pur? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

3. Quel poids de solution sulfurique à 65 % de SO_4H_2 pourrait-on théoriquement obtenir à partir du grillage d'une tonne de pyrite à 80 % de S_2Fe ? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Fe} = 56$.

4. Quel volume de solution sulfurique à 4,9 g de SO_4H_2 par litre faut-il verser dans une solution de soude à 4 g de NaOH par litre pour obtenir la disparition complète de l'acide et de la base? Quel est le poids du sel (SO_4Na_2) formé? Le comparer au poids moléculaire de ce sel. $\text{SO}_4\text{H}_2 = 98$; $\text{NaOH} = 40$.

5. Quel poids de soude pure (NaOH) faut-il faire réagir sur de l'acide sulfurique en excès pour obtenir 12 g de sulfate acide de sodium? Quel sera le poids de l'eau formée en même temps? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Na} = 23$.

6. On fait agir à froid de l'acide sulfurique étendu en excès sur 28 g de fer pur et on recueille le gaz formé; écrire l'équation chimique traduisant la réaction; préciser la constitution du sel obtenu; calculer le poids de ce sel et le volume du gaz recueilli (mesuré dans des conditions pour lesquelles le volume moléculaire est 25 litres) ($\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Fe} = 56$).

7. La réaction de l'acide sulfurique étendu et froid sur 3,42 g de zinc commercial a donné un volume d'hydrogène de 1,25 l (mesuré dans les conditions où le volume moléculaire vaut 25 litres); quel est le pourcentage de zinc pur contenu dans ce zinc commercial?

8. On veut remplir de gaz sulfureux 5 flacons de 1 litre; quel poids d'acide sulfurique (à 80 % de SO_4H_2) faut-il faire agir à chaud sur du cuivre pour obtenir ce résultat? (Les conditions sont telles que le volume moléculaire vaut 25 litres). Calculer le poids de sulfate de cuivre produit en même temps. $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Cu} = 64$.

9. On verse du chlorure de baryum (Cl_2Ba) en excès dans 10 cm³ de solution sulfurique; écrire l'équation chimique traduisant la réaction; préciser la constitution du précipité obtenu. Sachant que ce précipité, bien desséché, pèse 2,33 g, calculer le poids de SO_4H_2 pur contenu dans les 10 cm³ de solution sulfurique et la concentration (en g par litre) de cette solution ($\text{Ba} = 137$).

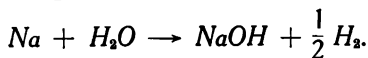
LA SOUDE CAUSTIQUE



58. Préparation.

Comme l'acide sulfurique, la soude ne se prépare que dans l'industrie; le procédé le plus moderne et le plus économique consiste dans l'**électrolyse d'une solution de sel marin** (chlorure de sodium $ClNa$).

L'expérience représentée figure 89 montre le principe de cette électrolyse : le courant électrique décompose les molécules de sel, le **chlore** (gaz verdâtre de symbole Cl) se dégage à l'**anode** et le **sodium** (Na) est libéré à la **cathode**; mais nous avons vu qu'en présence d'eau, le sodium réduit cette eau avec formation de **soude** et dégagement d'**hydrogène** :



La soude formée se dissout dans l'eau salée qui entoure la cathode; on s'arrange, de diverses façons, pour que cette solution de soude ne vienne pas au contact du chlore libéré à l'anode, car celui-ci réagirait sur la soude et la transformerait en *eau de Javel*.

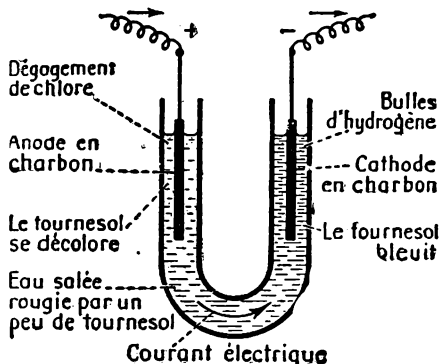


FIG. 89. — Electrolyse du chlorure de sodium en solution.

Le chlore dégagé à l'anode se reconnaît à sa couleur verte, son odeur, et à sa propriété de décolorer le tournesol.

La soude formée à la cathode bleuit le tournesol.

La solution de soude, retirée de l'électrolyseur, est évaporée; le sel non électrolysé qu'elle contient toujours se dépose le premier : on l'enlève et on poursuit l'évaporation à chaud jusqu'à complète disparition de l'eau; le solide obtenu alors par refroidissement est de la *soude caustique*.

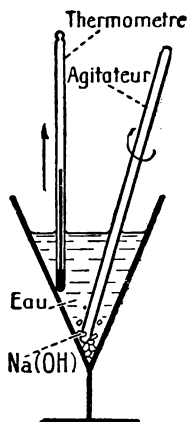


FIG. 90. — La dissolution de la soude est accompagnée d'un dégagement de chaleur.

59. Propriétés physiques.

a) La soude est un **corps solide, blanc**, d'un maniement **dangereux**; en effet, elle ronge rapidement la peau, les tissus, le cuir..., et c'est ce qui fait dire qu'elle est **caustique** (1).

b) La soude est **très soluble dans l'eau**, et c'est le plus souvent sous forme de solutions (ou « lessives de soude ») qu'elle est employée dans l'industrie (électrolyse de l'eau; fabrication des savons, du papier, de la soie artificielle...).

c) La dissolution de la soude dans l'eau s'accompagne d'un échauffement notable (fig. 90), preuve que la soude est **très avide d'eau**.

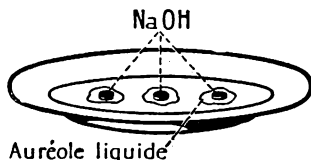


FIG. 91. — Les pastilles de soude sont déliquescentes.

Si l'on met des pastilles de soude en présence d'air humide (fig. 91), elles captent une partie de cette eau atmosphérique et finissent par s'y dissoudre : on dit qu'elles sont **déliquescentes**.

Cette avidité pour l'eau trouve son application dans la **dessiccation de gaz** qui n'entrent pas en réaction avec la soude (fig. 92); par exemple, on obtient de l'air « pur et sec » (§ 9) en faisant passer de l'air atmosphérique sur de la soude concassée qui absorbe son eau et se combine à son gaz carbonique.

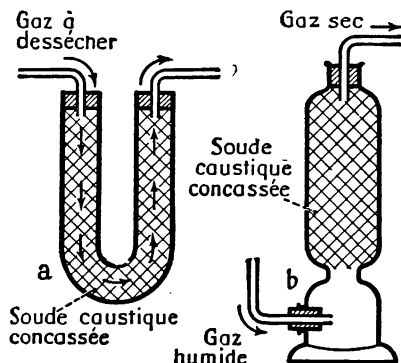


FIG. 92. — Tube (a) et colonne (b) à soude pour dessécher les gaz.

Remarque. — La déliquescence de la soude et sa propriété de se combiner au gaz carbonique de l'air

(1) Il ne faut pas confondre la soude caustique avec les « cristaux de soude » du commerce qui sont en réalité du carbonate de sodium CO_3Na_2 .

rendent sa conservation impossible en présence d'air : la soude doit donc être conservée en flacons hermétiquement bouchés.

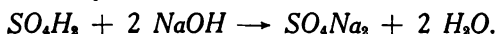
PROPRIÉTÉS CHIMIQUES

60. La soude peut être prise comme type des bases.

a) **Action sur le tournesol.** — Dans un grand verre d'eau contenant un peu de teinture de tournesol (rougie par une trace d'acide sulfurique), si on laisse tomber une ou deux gouttes de solution de soude, on constate un bleuissement immédiat (fig. 93) :

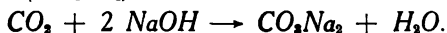
La soude bleuit le tournesol.

b) **Action sur un acide.** — Nous avons déjà constaté qu'une base, **réagissant sur un acide, donne un sel et de l'eau** et que la réaction s'accompagne d'un **dégagement de chaleur**; rappelons par exemple la formation du **sulfate neutre de sodium** (SO_4Na_2) par réaction entre la soude et l'acide sulfurique :



L'action de la soude sur la solution sulfureuse (contenant SO_2H_2) est exactement du même type (§ 53).

Avec un *anhydride*, une base donne aussi un sel et de l'eau; par exemple, la réaction du **gaz carbonique** sur la soude, signalée plus haut, conduit au **carbonate de sodium** (CO_3Na_2) :



Ces réactions entre acides et bases sont appelées **neutralisations**; elles comptent parmi les réactions les plus importantes de l'industrie chimique; en particulier, la neutralisation de produits industriels acides, et aussi de certains acides tirés des corps gras (industrie des savons, § 128) consomme chaque année de très importantes quantités de soude caustique.

61. Application : dosage d'un acide (ou d'une base).

Supposons par exemple qu'on veuille déterminer le poids d'acide sulfurique SO_4H_2 contenu dans un litre d'une solution sulfurique :

On place dans un vase un volume *déterminé* d'une solution de soude de *composition connue*, additionnée de quelques gouttes de tournesol, et l'on ajoute peu à peu la solution sulfurique contenue dans une burette graduée munie d'un robinet (fig. 94) :



FIG. 93. — La solution de soude bleuit le tournesol.

Si l'on ferme le robinet après l'écoulement de la goutte acide qui fait virer le tournesol à la *teinte sensible* (ni bleue ni rouge), on est sûr que le contenu du vase est *neutre* (ni acide, ni basique), c'est-à-dire que toute la base du vase et tout l'acide ajouté sont transformés en *sel* (ici SO_4Na_2) et en *eau*.

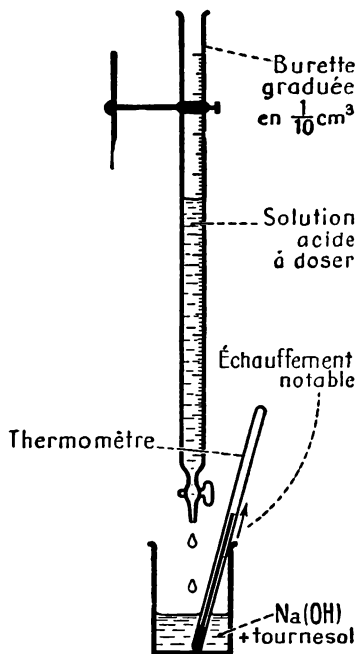
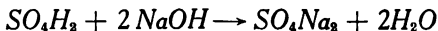


FIG. 94. — Dosage d'un acide par la soude.

En raisonnant sur l'équation chimique qui résume la neutralisation, une règle de trois donne à partir du poids de soude utilisé, le poids d'acide neutralisé; et comme la burette graduée fait connaître le volume de solution qui contenait ce poids d'acide, on en déduit facilement le poids d'acide pur dissous dans un litre de cette solution.

Application numérique. — Admettons que l'on ait mis dans le vase 10 cm^3 d'une solution de soude contenant 1 mol.-gr. par litre (soit 40 g par litre, puisque $\text{NaOH} = 40$) et que le changement de teinte du tournesol ait lieu après addition de 7 cm^3 de solution sulfurique; l'équation chimique résumant la neutralisation :



montre qu'il faut 1 mol.-gr. d'acide pour neutraliser 2 mol.-gr. de base :

Or, dans les 10 cm^3 de solution basique, il y a 100 fois moins de soude que dans un litre, soit : $1/100^{\text{e}}$ de mol.-gr. ;

Donc, le poids de SO_4H_2 contenu dans les 7 cm^3 de solution acide correspond à :

$$\frac{1\text{ mol.-gr} \times \frac{1}{100}}{2} = \frac{1\text{ mol.-gr}}{200}$$

Ce qui fait, par litre (1.000 cm^3) de solution acide:

$$\frac{1\text{ mol.-gr}}{200} \times \frac{1000}{7} = \frac{10}{14}\text{ de mol.-gr.}$$

c'est-à-dire (puisque $\text{SO}_4\text{H}_2 = 98$) :

$$\frac{98 \times 10}{14} = 70\text{ grammes d'acide par litre.}$$

Remarque. — On peut, de la même manière, *doser* une solution d'un autre acide (chlorhydrique, nitrique, sulfureux, carbonique, etc...) : il suffit de connaître l'équation chimique qui résume la réaction de cet acide sur la soude.

Réciproquement, en utilisant une solution acide de composition connue, il est possible de *doser* une solution de soude inconnue.

RÉSUMÉ

La soude (NaOH) est un produit industriel très important que l'on prépare surtout en électrolysant une solution de sel marin (ClNa) : le sodium libéré se transforme en soude au contact de l'eau de la solution.

La soude est un solide blanc, caustique, très soluble dans l'eau, dont l'avidité pour l'eau explique la *déliquescence* et trouve une application dans la dessiccation des gaz sans action sur elle.

La soude peut être prise pour *type de bases* ; comme toute base, elle bleuit le tournesol et réagit avec les acides pour donner des sels et de l'eau.

Ces réactions entre bases et acides sont des *neutralisations* ; les neutralisations par la soude ont une grande importance industrielle ; elles servent aussi au dosage des solutions acides.

QUESTIONS ET EXERCICES

— Dans l'électrolyse du *chlorure de sodium* (ClNa), que deviennent les molécules de ce corps ?

— Pourquoi ne recueille-t-on pas de *sodium* (Na) à la cathode ?

— Que doit-on éviter, dans cette électrolyse, pour que la soude formée ne soit pas altérée ?

— Comment obtient-on la soude *solide* à partir de sa solution dans l'eau salée ?

— Qu'entend-on par corps *caustique* ? Pourquoi ne doit-on pas toucher du *sodium* avec des doigts humides ?

— Qu'est-ce qu'une *lessive de soude* ?

— Comment montre-t-on que la soude est avide d'eau ? Application ?

— Quelle est l'action d'une base sur le *tourne-sol* ?

— En prenant comme exemple l'action de la soude sur l'acide sulfurique, expliquer le mécanisme d'une *neutralisation*.

— Qu'entend-on par *dosage* d'une solution acide ?

— Comment s'aperçoit-on que la base est *neutralisée* par l'acide ?

1. Écrire les équations chimiques qui résument l'électrolyse de l'eau salée (ClNa) et en déduire le poids de chlorure de sodium qu'il faut électrolyser pour obtenir 100 kg de soude caustique NaOH . $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35,5$.

2. Quels sont les volumes de chlore (Cl_2) et d'hydrogène (H_2) (mesurés dans les conditions normales) qui se dégagent pendant la production électrolytique de 400 kg de soude caustique. $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

3. Calculer le poids de soude obtenu par électrolyse complète d'un hectolitre d'eau saturée de sel marin (ClNa), sachant que le coefficient de solubilité de ce sel est 350 g par litre. Cl = 35,5; Na = 23; O = 16; H = 1.

4. Dans le vase de la figure 94, on a mis 20 cm³ d'une solution de soude contenant 4 g de NaOH par litre et un peu de tournesol; sachant qu'on a versé 35 cm³ de solution d'acide sulfurique pour obtenir le virage du tournesol à la teinte sensible, calculer le poids de SO₃H₂ dissous dans 1 litre de solution acide. NaOH = 40; SO₃H₂ = 98.

5. Sachant que la neutralisation de l'acide chlorhydrique par la soude se résume par l'équation chimique suivante :



calculer la concentration (en grammes par litre) d'une solution de soude dont il faut 20 cm³ pour neutraliser 10 cm³ d'une solution d'acide à 1 molécule-gramme d'acide chlorhydrique par litre. (NaOH = 40).

6. Un vase contient 25 g d'acide chlorhydrique dissous dans l'eau; on y ajoute la quantité de solution de soude nécessaire pour transformer l'acide en chlorure. Quel poids de soude contient la solution? On fait évaporer à sec le liquide produit; quel est le poids du résidu solide obtenu? Cl = 35,5; Na = 23; O = 16; H = 1.

B. E., Académie de Bordeaux, 1928.

TREIZIÈME CHAPITRE

CHLORURE DE SODIUM. SULFATE DE SODIUM

62. Les deux corps purs dont l'étude est proposée dans cette leçon sont deux **sels**, c'est-à-dire des corps que l'on peut considérer comme *résultant de l'action d'un acide sur une base* :

C'est ainsi que :

— Le *chlorure de sodium* (ClNa) correspond à l'action de l'acide chlorhydrique (ClH) sur la soude :

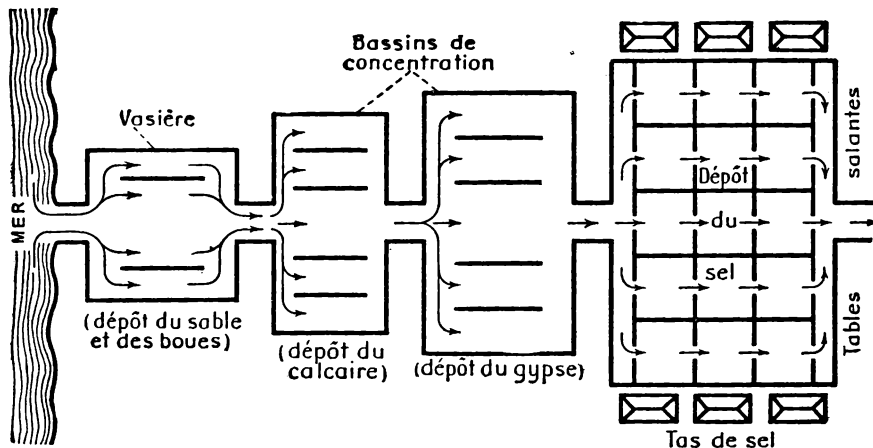
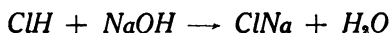
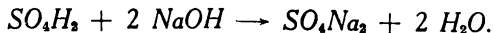


FIG. 95. — Schéma d'un marais salant. L'eau de mer doit être évaporée aux 9/10^e pour devenir saturée de sel et permettre la cristallisation de celui-ci. Le sel reste plusieurs années en tas pour être débarrassé de la plus grande partie des sels de magnésium qui le rendent éliquescent.

— Le sulfate neutre de sodium (SO_4Na_2) correspond à la neutralisation complète de l'acide sulfurique par la soude :



Le plus répandu et le plus important de ces deux sels de sodium est le chlorure de sodium.

A. — CHLORURE DE SODIUM

$\text{Cl Na} = 58,5$

63. État naturel et extraction.

Le chlorure de sodium est aussi appelé *sel marin* parce que la mer, qui en contient environ 27 g par litre, est une source pratiquement inépuisable de ce sel.

C'est pourquoi le chlorure de sodium n'est pas préparé à partir de la soude : c'est, au contraire, la soude qui dérive industriellement du sel marin (§ 58).

On extrait le sel marin, soit de la mer, par le procédé des *marais salants* (expliqué par la fig. 95), soit des dépôts de *sel gemme* abandonnés par les mers anciennes et accumulés en couches compactes dans le sous-sol de certaines régions.

L'exploitation du sel gemme se fait dans de véritables mines, en y creusant des galeries, comme à Wielicka (Pologne), à Stassfurt (Allemagne), à Cordona (Espagne), ou bien, sans creuser, en pompant une solution saturée de sel (fig. 96);

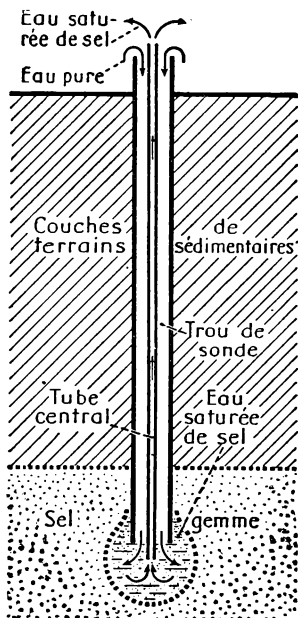


FIG. 96. — Extraction du sel gemme en Lorraine. (L'eau pure, envoyée par le trou de sonde, se sature de sel gemme et est pompée par le tube central.)

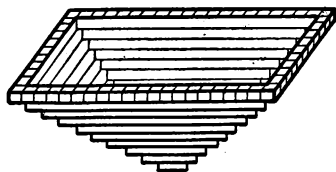


FIG. 97. — Assemblage de cristaux de sel en « trémie ».

c'est de cette dernière façon que l'on extrait notre sel gemme de Lorraine et du Jura.

Si l'on fait évaporer lentement, à 80°, une solution salée, le sel apparaît sous forme de *cristaux cubiques*, associés en *trémies* (« gros sel ») (fig. 97); par contre, si l'on vaporise l'eau rapidement à l'ébullition, on obtient des cristaux beaucoup plus petits et indépendants (« sel fin »).

Le chlorure de sodium est l'un des composés naturels les plus importants; on extrait annuellement, en France, 1.500.000 tonnes de ce sel (2/3 de sel gemme, 1/3 des marais salants) :

— La *préparation des aliments* (sel de table, salaisons, conserves) en consume à peu près 250.000 tonnes, soit environ de 4 à 8 kg par personne et par an;

— Le reste est utilisé par l'industrie chimique pour préparer :

1° Le *chlore* et ses dérivés (acide chlorhydrique, chlorates, eau de Javel, etc...);

2° Le *sodium* et ses dérivés (soude caustique, sulfate de sodium, carbonate de sodium, etc.).

64. Propriétés physiques.

Nous savons que le chlorure de sodium est un **solide blanc, inodore, de saveur bien connue**, cristallisant en **cristaux cubiques** souvent groupés en *trémies*.

Nous avons dit aussi qu'il est **soluble dans l'eau, à peu près aussi soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude** (environ 350 g/litre).

Si l'on chauffe des cristaux de « gros sel » ils **décrépitent**, pendant que de la vapeur d'eau se condense sur la paroi encore froide (fig. 98) :

C'est que les cristaux ont emprisonné un peu d'eau lors de leur formation, et la vaporisation de cette eau les fait éclater avec bruit.

Plus fortement chauffé, **le sel fond** vers 800° : on peut alors le couler, et il se solidifie **sans reprendre d'eau** (« sel fondu »).

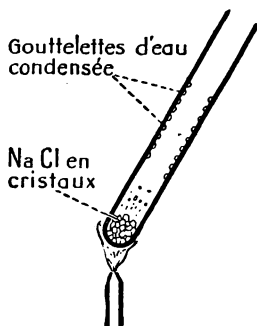
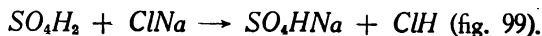


FIG. 98. — Le gros sel **décrépite** quand on le chauffe.

65. Propriétés chimiques.

a) **Action de l'acide sulfurique.** — Comme les autres sels (§ 57-d), le chlorure de sodium est **décomposé par l'acide sulfurique avec libération de l'acide chlorhydrique (ClH) qui lui correspond** :



Nous verrons (§ 66) que c'est le principe de la préparation industrielle de l'*acide chlorhydrique* et du *sulfate de sodium*.

b) **Électrolyse du chlorure de sodium.** — On peut électrolyser :

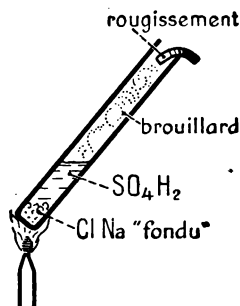


FIG. 99. — Action de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium.

On reconnaît l'acide chlorhydrique au brouillard qu'il forme dans l'air humide et au rougissement d'un papier au tournesol bleu.

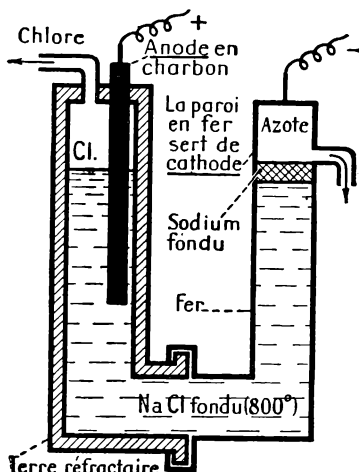
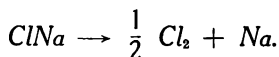


FIG. 100. — *Électrolyse du chlorure de sodium fondu.*

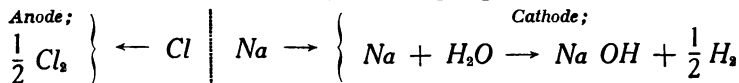
Le compartiment de droite est en fer et sert de cathode ; pour éviter l'oxydation du sodium produit, on maintient de l'azote à son contact.

1° **Le chlorure de sodium fondu** (fig. 100); on réalise ainsi l'*analyse* de ce composé par le courant électrique :

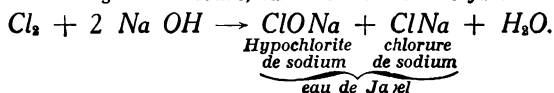


Cette électrolyse donne en effet du gaz *chlore* (Cl_2) à l'anode et du métal *sodium* (Na) à la cathode.

2° **Le chlorure de sodium en solution** (fig. 89); nous avons vu que cette électrolyse de l'eau salée donne également du *chlore* à l'anode, mais de la *soude caustique* (NaOH) et de l'*hydrogène* à la cathode :



Si on laisse le chlore agir sur la soude, on obtient de l'*eau de Javel* :



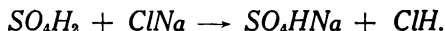
B — SULFATE DE SODIUM



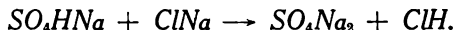
66. Préparation.

Nous avons dit que le sulfate de sodium s'obtient par **action de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium**; industriellement, la réaction s'opère en deux temps, dans des fours spéciaux :

1° Assez loin du foyer, donc à *température assez peu élevée*, il se forme d'abord du *sulfate acide de sodium* SO_4HNa :



2° Plus près du foyer, à une température supérieure à 350° , le sulfate acide décompose à son tour une autre partie du sel marin et donne du **sulfate neutre de sodium** SO_4Na_2 :



L'*acide chlorhydrique* formé est un gaz extrêmement soluble dans l'eau; on le fait dissoudre et le vend aux laboratoires et aux industries chimiques sous forme de *solution chlorhydrique*.

Quant au *sulfate de sodium*, il est surtout utilisé dans la fabrication du *verre* ordinaire.

67. Propriétés physiques.

Comme la plupart des autres sels, le sulfate de sodium est un **solide formant des cristaux blancs**, inodores, dont la saveur rappelle — en beaucoup plus amère et désagréable — celle du sel marin.

Ainsi que tous les sels de sodium (et le plus grand nombre des sulfates) le sulfate de sodium est **soluble dans l'eau** : sa solution diluée est parfois employée comme liqueur purgative.

68. Propriétés chimiques.

a) La solution de sulfate de sodium a des propriétés qui sont celles de la plupart des solutions salines; en particulier, avec un autre sel, elle peut conduire à une

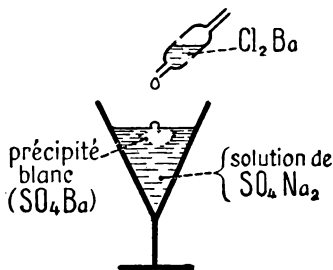
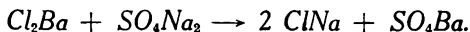


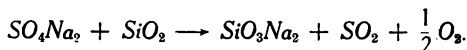
FIG. 101. — Action du chlorure de baryum sur le sulfate de sodium.

double décomposition au cours de laquelle les deux sels échangent leurs métaux. Par exemple :

Avec une solution de *chlorure de baryum* (Cl_2Ba), on obtient du chlorure de sodium et un *précipité* de sulfate de baryum (fig. 101) :



b) Chauffé à sec avec du *sable (silice SiO_2)*, le sulfate de sodium perd du gaz sulfureux et de l'oxygène en devenant du *silicate de sodium*. Si O_3Na_2 :



Le silicate de sodium est l'un des principaux constituants du **verre ordinaire**, ce qui explique l'emploi de grandes quantités de sulfate de sodium dans l'industrie du verre.

RÉSUMÉ

A. Le *chlorure de sodium* ($ClNa$) est le « sel marin » que l'on extrait de la mer (marais salants) ou des dépôts de sel gemme abandonnés dans le sol par les mers anciennes; c'est un composé naturel de toute première importance, utilisé dans l'alimentation, la conservation des aliments, et surtout comme matière première de produits industriels dérivés du chlore et du sodium.

C'est un *solide blanc*, dont les cristaux cubiques peuvent se grouper en trémies; il décrépite à la chaleur par suite de la vaporisation de l'eau emprisonnée dans les cristaux; sa fusion a lieu vers 800° et donne du chlorure de sodium dépourvu d'eau.

Comme les autres sels, le chlorure de sodium est *décomposé par l'acide sulfurique* avec formation d'un sulfate et libération de l'acide qui lui correspond (acide chlorhydrique ClH).

L'*électrolyse* du chlorure de sodium fondu sépare le chlore du sodium; l'*électrolyse* de l'eau salée fournit aussi du chlore, mais le sodium réagit sur l'eau de la solution pour donner de la soude caustique et de l'hydrogène.

B. Le *sulfate de sodium* (SO_4Na_2) est obtenu industriellement par action de l'acide sulfurique sur le chlorure de sodium; l'opération se fait en deux temps, donnant d'abord du sulfate acide de sodium (SO_3HNa) puis du sulfate neutre (SO_3Na_2) et s'accompagnant d'un dégagement d'acide chlorhydrique ClH .

C'est un *solide cristallisé blanc*, d'un goût amer désagréable, soluble dans l'eau.

Avec le chlorure de baryum, il donne une réaction de double décomposition marquée par un précipité de sulfate de baryum.

Chauffé avec du sable (silice) il conduit au silicate de sodium, constituant important du *verre ordinaire*.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Qu'entend-on par *sel marin*? Quel est son nom chimique?
 - De quel acide et de quelle base peut-on faire dériver théoriquement ce sel?
 - Qu'est-ce qu'un *marais salant*? Expliquer son fonctionnement.
 - Qu'entend-on par *sel gemme*? Comment l'extrait-on?
 - A partir de l'eau salée, comment obtient-on le « gros sel » et le « sel fin »?
 - Qu'est-ce qu'une *trémie*?
 - A quels titres le sel marin est-il un composé naturel très important?
 - Que peut-on dire de la *solubilité* du sel marin?
 - Comment explique-t-on que les cristaux de sel *décrépitent* quand on les chauffe?
 - Qu'est-ce que le « chlorure de sodium fondu »?
 - Expliquer l'*électrolyse* du sel fondu.
 - Comment peut-on obtenir de la *soude* et de l'*eau de Javel* à partir de l'eau salée?
 - Comment peut-on transformer le chlorure de sodium en *sulfate neutre de sodium*?
 - Quel est le sous-produit de cette fabrication du sulfate de sodium?
 - Comparer les propriétés physiques de ClNa et SO_4Na_2 .
 - Qu'entend-on par réaction de *double décomposition* saline? Exemple?
 - Comment s'explique l'emploi de SO_4Na_2 dans la fabrication du *verre ordinaire*?
1. L'évaporation, à la surface d'un marais salant, est d'environ 3 litres d'eau par m^2 et par jour; sachant que l'eau de mer contient 27 g de ClNa par litre, calculer la production journalière, en sel marin, d'un marais salant de 10.000 m^2 .
 2. On électrolyse 117 kg de chlorure de sodium fondu; calculer le poids de sodium obtenu et le volume de chlore libéré (dans les conditions où le volume moléculaire est 25 litres). $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$.
 3. Quel poids de chlorure de sodium (supposé pur) faut-il traiter à chaud par l'acide sulfurique pour obtenir 710 kg de sulfate neutre de sodium? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$.
 4. On traite 585 kg de chlorure de sodium par de l'acide sulfurique pour obtenir du sulfate acide de sodium: quel volume de gaz chlorhydrique (ClH) obtiendra-t-on? (dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 litres)? $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Na} = 23$.
 5. Combien doit-on verser de solution de sulfate neutre de sodium à 14,2 g/litre dans une solution de chlorure de baryum, pour obtenir un poids de précipité égal à 7 g? $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Ba} = 137$.
 6. En partant de 3,2 g de soufre pur, par quelles réactions successives peut-on arriver au sulfate neutre de sodium? Ecrire leurs équations chimiques et calculer le poids de sulfate obtenu; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$.

RÉCAPITULATION

ACIDES. BASES. SELS

A. — ACIDES

a) Constitution générale des acides.

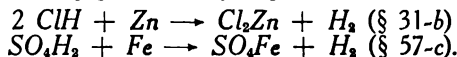
Les acides (comme ClH , SO_4H_2 , CO_2H_2) *sont des composés comprenant de l'hydrogène remplaçable par un métal*; le résultat du remplacement est un *sel*.

b) Fonction acide.

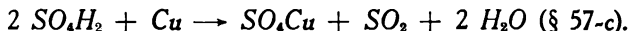
La substitution d'un métal à l'hydrogène d'un acide peut se faire :

1° *Par réaction de l'acide sur une base* ; il se forme un *sel* et de l'eau pendant que de la chaleur se dégage (exemple : voir fonction base).

2° *Par réaction de l'acide sur un métal* ; cette réaction peut s'accompagner d'un dégagement d'hydrogène :



Mais, dans certains cas, l'hydrogène est remplacé par le produit de la *réduction* de l'acide :



3° *Par réaction de l'acide sur un sel* :



Tous les corps qui réagissent de cette façon avec les bases, les métaux et les sels sont des acides : on dit qu'ils possèdent la *fonction acide*.

c) Action sur le tournesol.

Les acides *rougissent* la teinture de tournesol.

Remarque. — Un *anhydride* se combine à l'eau pour donner un *acide* (§ 43 et 53), mais tous les acides ne dérivent pas d'un anhydride :

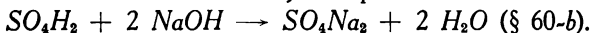
Par exemple, il ne correspond pas d'anhydride à l'acide chlorhydrique ClH .

B. — BASES

a) Constitution générale des bases.

Les bases (comme la soude NaOH , la chaux éteinte $\text{Ca}(\text{OH})_2$) **contiennent un métal uni à un ou plusieurs groupes OH** (oxyhydriles).

b) **Une base neutralise un acide en donnant un sel et de l'eau et produisant de la chaleur**; exemple :



Tout corps qui possède cette propriété est une base : il possède la *fonction base*.

c) Action sur le tournesol.

Les bases **bleuissent** la teinture de tournesol (!).

Remarque. — Quand un oxyde basique se combine à l'eau, il donne une base (§ 29-2° et 43-b).

Mais toutes les bases ne dérivent pas de la réaction de l'eau sur un oxyde basique.

C. — SELS

a) **Un sel résulte du remplacement de l'hydrogène d'un acide par un métal.** On peut toujours le considérer comme dérivant de la neutralisation d'un acide par une base (§ 62).

b) La plupart des sels (comme ClNa , SO_4Na_2 , etc...) sont des solides cristallisés, plus ou moins solubles dans l'eau.

c) **Par action de l'acide sulfurique sur un sel, on obtient généralement un sulfate pendant que l'acide correspondant au sel est libéré:**



Ces propriétés que partagent les sels constituent la *fonction sel*.

(1) Toute base bleuit le tournesol, de même que tout acide le rougit, mais ces changements de teinte peuvent être aussi produits par des *sels*.

QUATORZIÈME CHAPITRE

PROPRIÉTÉS USUELLES DES PRINCIPAUX MÉTAUX LE FER

$$\text{Fe} = 56$$

69. Propriétés physiques.

a) Le fer est un corps solide qui, s'il a été bien *poli* à la lime fine, réfléchit la lumière; on dit qu'il a l'**éclat métallique**.

b) C'est un corps **dense** : son poids spécifique est 7,8 g/cm³.

c) Le fer est **peu fusible** : c'est le métal usuel le plus difficile à fondre et il faut porter sa température à 1.500° pour l'obtenir liquide; mais le fer se *ramollit* bien avant de fondre.

d) **Le fer est bon conducteur de la chaleur**; si l'on met dans un foyer l'une des extrémités d'une barre de fer, l'autre, pourtant loin du feu, ne tarde pas à devenir brûlante : c'est pourquoi les ustensiles de cuisine en fer (poêles à frire, fours à marrons) présentent un manche en matière mauvaise conductrice de la chaleur (bois, porcelaine, bakélite...).

e) **Le fer est bon conducteur de l'électricité**; le courant électrique peut passer dans un fil de fer (fig. 102); une partie souvent importante du circuit que parcourt le courant des lampes de phares, dans une bicyclette ou une automobile, est formée par la « masse » en fer du cadre ou de la carrosserie.

f) **Le fer peut s'aimanter temporairement**; par exemple, au contact d'un aimant, des clous en fer deviennent capables d'attirer la limaille de fer (fig. 103); mais, loin de l'aimant, les clous perdent cette aimantation :

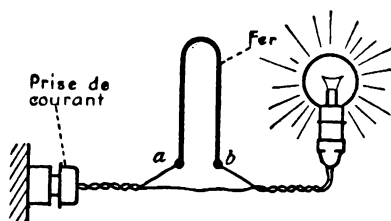


FIG. 102. — Le fer conduit l'électricité.

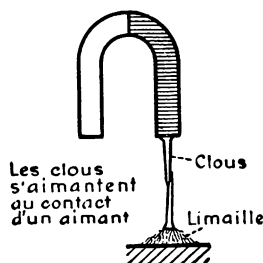


FIG. 103.

on verra, en Physique, que cette propriété fait employer le fer dans la construction des machines électriques (dynamos, moteurs, transformateurs).

70. Propriétés mécaniques.

a) **Le fer est dur et n'est pas cassant** : c'est pourquoi l'on peut frapper un clou au marteau et l'enfoncer dans le bois (fig. 104); si le clou rencontre un corps plus dur que le fer (ciment, pierre) il se déforme sans se casser.

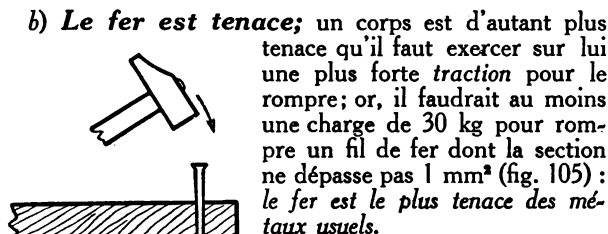


FIG. 104. — Assemblage de deux pièces de charpente.

b) **Le fer est tenace**; un corps est d'autant plus tenace qu'il faut exercer sur lui une plus forte traction pour le rompre; or, il faudrait au moins une charge de 30 kg pour rompre un fil de fer dont la section ne dépasse pas 1 mm² (fig. 105) : le fer est le plus tenace des métaux usuels.

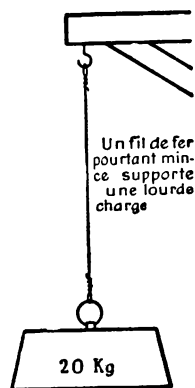


FIG. 105.

c) **Le fer chauffé au rouge est malléable**, c'est-à-dire qu'il se laisse réduire en lames, soit au marteau, soit par passage au laminoir (fig. 106); c'est

de cette façon que l'on obtient les plaques de tôle auxquelles on peut donner des formes diverses (coque ou ailes d'automobiles, ustensiles de cuisine) par emboutissage (fig. 107).

D'ailleurs, le fer bien rouge se façonne aisément et se soude à lui-même par martelage sur une enclume : c'est le travail du forgeron et aussi de l'ouvrier d'art qui modèle en fer forgé des motifs de décoration.

d) **Le fer est ductile**; la *ductilité* est la propriété de se laisser réduire en fils fins par passage à la *filière* (fig. 108).

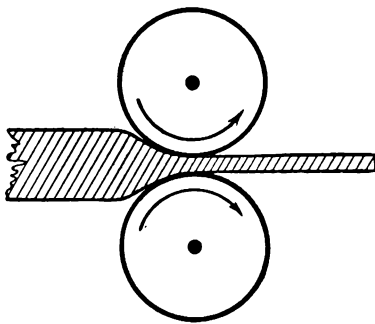


FIG. 106. — Principe du laminage.

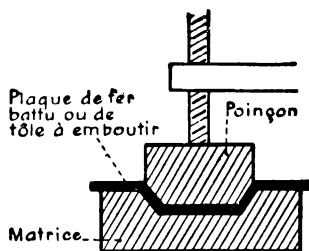


FIG. 107. — Principe de la presse à emboutir.

La plaque, fortement pressée, prend la forme de la matrice.

Remarquons que la ductilité exige à la fois la malléabilité (déformation sans cassure) et la ténacité (résistance à la traction).

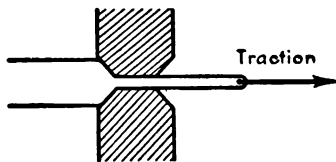


FIG. 108. — Principe d'une filière.

Par passages successifs au travers de trous de plus en plus étroits, le fer chaud prend la forme d'un fil.

carbone) qui sont généralement ternes, mauvais conducteurs de la chaleur et isolants (§ 45).

On désigne par **métaux usuels** les métaux qui présentent, en outre, certaines propriétés mécaniques dont les applications, nombreuses et fort importantes, justifient leur très large emploi dans toutes les branches de l'industrie métallurgique.

A cause des remarquables propriétés énumérées ci-dessus, **le fer est le type même des métaux usuels**, le plus employé depuis les temps préhistoriques.

Alliages. — En incorporant à un métal en fusion une certaine quantité d'un autre métal (ou, parfois, d'un métalloïde) on obtient, au refroidissement, un mélange solide appelé **alliage**.

La présence du corps étranger modifie les propriétés du métal et donne à l'alliage des propriétés nouvelles, souvent très intéressantes : c'est pourquoi le nombre des alliages utilisés dans l'industrie métallurgique est sans cesse grandissant.

71. Le fer est le type des métaux usuels.

Les chimistes rangent parmi les **métaux** les corps simples qui présentent l'éclat métallique et sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité; ces métaux s'opposent aux **métalloïdes** solides (tels que le soufre, le phosphore, le

En particulier, le fer donne avec le carbone (en très faibles proportions) deux alliages de toute première importance : la *fonte* et l'*acier*.

La *fonte* (2 à 5 % de carbone) n'est pas, comme le fer, tenace, malléable et ductile; par contre elle est plus dure et, surtout, fond plus facilement : on peut la couler dans des moules et obtenir rapidement, sans frais d'usinage, des objets de formes variées (poêles, grilles à feu, balcons, statues, bâtis de machine, grosses conduites d'eau, de gaz, d'égouts, etc.).

L'*acier* (de 0,2 à 1,5 % de carbone) au contraire, ne se moule pas, mais il est encore plus tenace, plus dur que le fer et on peut le rendre très *élastique* : aussi est-il très employé dans la confection d'armes, de couteaux, de rasoirs, d'outils, de ressorts, de câbles, de chaînes, etc...

72. Propriétés chimiques.

a) **Le fer est très oxydable, surtout à chaud.** — 1° Nous savons que le fer, chauffé au préalable, brûle dans l'oxygène (§ 28-3° et fig. 27); cette oxydation vive se résume par l'équation chimique :

$$3 \text{Fe} + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (oxyde gris, ou oxyde magnétique de fer (1)).}$$

La même oxydation se produit à la surface du fer chauffé à l'air (fig. 109).

Les particules incandescentes qui jaillissent d'un morceau de fer rouge, frappé vigoureusement sur une enclume, sont aussi de l'*oxyde gris* Fe_3O_4 .

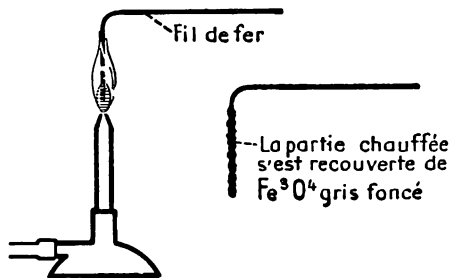


FIG. 109. — Le fer s'oxyde rapidement à chaud.

2° En présence d'air *humide*, le fer s'oxyde même à froid; il se produit une combustion lente qui transforme peu à peu le fer en *rouille*.

La *rouille* est une combinaison d'oxyde brun-rougeâtre (*oxyde ferrique* Fe_2O_3) et d'eau; elle est poreuse et ne protège pas le métal non encore attaqué; c'est pourquoi les objets en fer (et aussi en fonte ou en acier) doivent être isolés de l'air atmosphérique par un revêtement protecteur.

Protection du fer et de ses alliages contre la rouille. — La couche protectrice peut être une couche de :

- *Graisse* (ou *vaseline*) ;
- *Peinture* ; on emploie souvent une peinture à base de *minium* (oxyde orangé du plomb) qui « couvre » bien ;
- *Email* ; c'est un corps voisin du verre, mais opaque et diversement coloré ;

(1) Ainsi appelé parce que certains échantillons naturels de cet oxyde ont la propriété magnétique d'attirer la limaille de fer (aimants naturels).

— *Métal*; certains métaux résistent mieux que le fer à l'action de l'air humide : par exemple le zinc (fer galvanisé), l'étain (« fer blanc »), le nickel, le chrome, etc.

b) Le fer est réducteur. — Nous savons qu'un corps capable d'oxydation

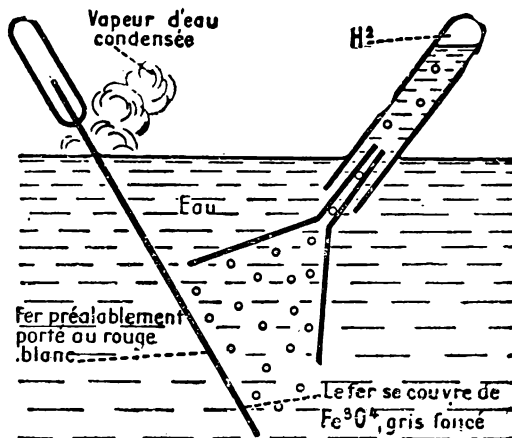


FIG. 110. — Réduction de l'eau par le fer à la température du rouge blanc (1.000 à 1.200°).

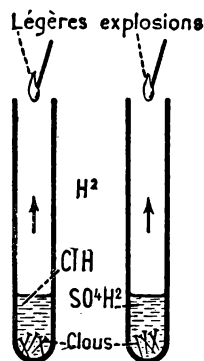
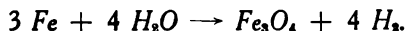


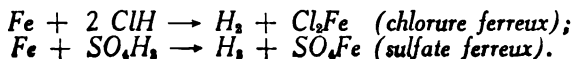
FIG. 111. — Attaque du fer, à froid, par les solutions chlorhydrique et sulfurique ordinaire.

vive est toujours réducteur; c'est ainsi que le fer, chauffé très fortement au rouge blanc, réduit l'eau avec production d'oxyde magnétique et dégagement d'hydrogène (fig. 110).



C'est le principe d'une **préparation industrielle de l'hydrogène**; on récupère le fer en réduisant à son tour l'oxyde de fer par l'oxyde de carbone CO, si bien que le même fer peut servir à réduire de grandes quantités d'eau.

c) Le fer est attaqué à froid par les solutions chlorhydrique et sulfurique. — C'est un fait expérimental que les métaux facilement oxydables sont aussi ceux que les acides chlorhydrique et sulfurique dilués attaquent à froid avec dégagement d'hydrogène (fig. 111) :



RÉSUMÉ

Le fer ($Fe = 56$) est un solide dense, peu fusible, qui se ramollit avant de fondre; comme les autres métaux, il possède l'éclat métallique et conduit bien la chaleur et l'électricité; il a, de plus, la propriété de s'aimanter temporairement.

Les propriétés mécaniques du fer sont remarquables; en particulier, il est dur et non cassant, il est *tenace* (résiste à la traction), *malléable* (peut se réduire en plaques par martelage ou passage au laminoir; il peut aussi se forger), *ductile* (donne des fils à la filière); ces propriétés pratiques font du fer le type des métaux usuels.

Le fer est un métal *très oxydable*; à chaud, il donne de l'oxyde magnétique (Fe_3O_4) en présence d'air ou d'oxygène pur; à froid, dans l'air humide, il se transforme en *rouille* (oxyde ferrique Fe_2O_3 combiné à l'eau) qui, étant poreuse, n'est pas protectrice.

Le fer est *réducteur*; fortement chauffé, il réduit l'eau avec production d'oxyde magnétique et d'hydrogène.

Comme tous les métaux oxydables, le fer est attaqué à froid par les acides chlorhydrique et sulfurique dilués, dont il libère l'hydrogène.

QUESTIONS ET EXERCICES

- A quelles propriétés physiques reconnaît-on qu'un corps est un *métal*?
- Citer des observations qui mettent en évidence la conductibilité du fer pour la chaleur;
- Même question en ce qui concerne la conductibilité électrique du fer.
- Qu'entend-on par *aimantation temporaire* du fer?
- Citer des observations montrant que le fer est dur et non cassant.
- Qu'entend-on par *ténacité* d'un métal?
- Comment montre-t-on la remarquable *ténacité* du fer?
- Qu'est-ce qu'un métal *malléable*?
- Quelles sont les opérations que permet la malléabilité du fer chaud?
- Qu'est-ce qu'une *filrière*? Quelles qualités exige son emploi?
- Qu'entend-on par *métal usuel*?
- Qu'est-ce qu'un *alliage*? Exemples?
- Citer des expériences montrant que le fer est *très oxydable*.
- Dans quelles conditions le fer donne-t-il de l'*oxyde magnétique*?
- Quand se forme la *rouille*? De quoi est-elle constituée?
- Pourquoi doit-on protéger le fer contre l'air atmosphérique?
- Donner un exemple de réduction opérée par le fer.
- Que produit l'action d'un acide dilué sur le fer froid?

1. Quel poids d'oxyde de fer obtient-on en brûlant complètement 14 g de fer pur? $Fe = 56$; $O = 16$.

2. Dans une expérience de combustion vive du fer, on dispose d'un flacon contenant $\frac{3}{4}$ de litre d'oxygène (dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 24 litres); calculer le poids de fer disparaissant par oxydation, en admettant que tout l'oxygène est employé. $\text{Fe} = 56$.

3. Quel poids de fer faut-il faire agir sur l'eau pour obtenir, par réduction, 100 m³ d'hydrogène (dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 litres)?

4. En admettant que la rouille correspond à la formule $(\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O})$, calculer l'augmentation de poids subie par un clou en fer de 10 g quand il rouille complètement. $\text{Fe} = 56$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

5. Par action de l'acide chlorhydrique sur le fer, on a obtenu 125 cm³ d'hydrogène (dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 litres); calculer le poids du fer disparu et le poids du chlorure ferreux formé. $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Fe} = 56$.

6. On traite 5,8 g de fonte par l'acide sulfurique étendu et froid; sachant qu'on obtient 2,5 l d'hydrogène (dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 litres) calculer le pourcentage du carbone dans cette fonte (l'acide froid et étendu n'a pas d'action sur le carbone). $\text{Fe} = 56$.

7. Le fer, chauffé au rouge, décompose l'eau avec production d'oxyde magnétique, Fe_3O_4 . Ecrire la réaction et calculer le poids et le volume de l'hydrogène qui résulte de la réaction de 16,8 g de fer dans cette expérience.

B. E., Académie de Clermont-Ferrand, 1926.

QUINZIÈME CHAPITRE

PROPRIÉTÉS USUELLES DES PRINCIPAUX MÉTAUX (suite) LE ZINC ET L'ALUMINIUM

A. — LE ZINC

$$\text{Zn} = 65$$

73. Propriétés physiques.

a) Le zinc est un métal *blanc bleuâtre*, doué de l'*éclat métallique* s'il vient d'être poli; il est un peu moins dense que le fer ($7,1 \text{ g/cm}^3$).

b) *Le zinc est beaucoup plus fusible que le fer*; il fond à 420° seulement, et se moule bien par coulage (statuettes bon marché).

En refroidissant brusquement du zinc fondu dans l'eau froide, on obtient des petits morceaux de zinc présentant de nombreuses cavités et que l'on nomme *grenaille de zinc*; c'est souvent sous cette forme que le zinc est utilisé dans les laboratoires de Chimie.

Pour *galvaniser* un objet de fer, de fonte ou d'acier, il suffit de l'immerger dans du zinc fondu : c'est une autre application de la fusibilité du zinc.

c) Comme les autres métaux usuels, *le zinc conduit bien la chaleur et l'électricité*; de nombreuses piles électriques ont leur pôle négatif en zinc.

74. Propriétés mécaniques.

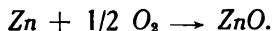
a) Le zinc est assez dur mais il n'est *ni tenace ni ductile* : on ne fait pas de fils de zinc. Ses propriétés mécaniques sont très médiocres, aussi n'est-il pas employé dans les industries métallurgiques.

b) Le zinc est cassant à froid et, à chaud, à partir de 200° ; par contre, **il est malléable entre 100 et 150°** et peut se laminier : c'est ainsi que l'on obtient les *feuilles de zinc* destinées à la confection des toitures, gouttières, tuyaux et réservoirs pour l'eau de pluie (fig. 112), récipients divers pour les eaux de lavage ou d'arrosage.

Au-dessus de 250° , le zinc devient si cassant que l'on peut le broyer, et obtenir ainsi de la *poudre de zinc*.

75. Propriétés chimiques.

a) Le zinc est un métal très oxydable à chaud. — 1^o Si l'on projette de la poudre de zinc dans une flamme (fig. 113), les particules de métal brûlent avec incandescence en se transformant en *oxyde de zinc* ZnO :



La même oxydation vive est obtenue en enflammant la *vapeur de zinc* émise par du zinc fondu fortement chauffé (fig. 114); c'est de cette

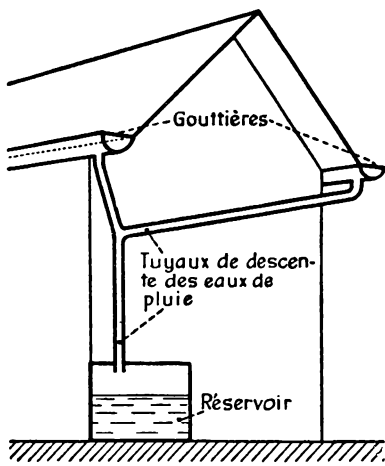


FIG. 112. — Utilisation du zinc pour recueillir l'eau de pluie.

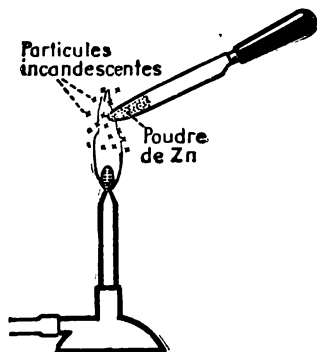


FIG. 113. — Combustion vive de la poudre de zinc dans une flamme chaude.

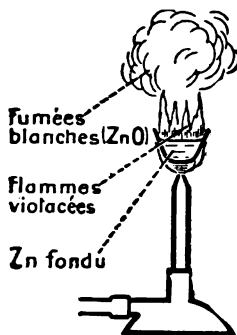


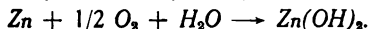
FIG. 114. — Combustion vive du zinc gazeux avec formation d'oxyde de zinc.

façon que l'on prépare industriellement l'*oxyde de zinc* (ou « blanc de zinc ») employé dans la confection des peintures.

2° A froid, le zinc ne s'oxyde pas en présence d'oxygène ou d'air secs; par contre, à l'air atmosphérique, qui contient de la *vapeur d'eau* et du *gaz carbonique*, **il se ternit** par formation d'une couche superficielle de *carbonate basique de zinc*; contrairement à la rouille du fer, ce produit de l'altération du zinc est *compact* et forme un *enduit protecteur*, si bien qu'il n'est pas nécessaire de protéger le zinc.

On peut interpréter la formation de cette rouille du zinc de la manière suivante :

L'action conjuguée de l'oxygène et de la vapeur d'eau de l'air conduit à de l'oxyde de zinc hydraté (ou *hydroxyde* $Zn(OH)_2$) :



Une partie de cet hydroxyde, jouant le rôle de base pour l'anhydride carbonique de l'air, donne un *carbonate* et de l'eau :

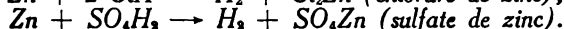
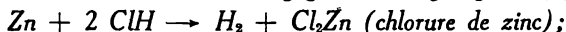


Le mélange de ce carbonate et de l'hydroxyde non transformé forme la rouille du zinc (carbonate basique, ou encore *hydrocarbonate* de zinc).

b) Comme le fer, le zinc est un métal réducteur, et aussi un métal que les acides chlorhydrique et sulfurique étendus attaquent à froid :

Par exemple, on peut réduire de la vapeur d'eau par de la poudre de zinc.

D'autre part, nous avons vu que la grenaille de zinc, mise au contact de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique dilué, réagit immédiatement à froid avec formation d'un *sel de zinc* et dégagement d'*hydrogène* (fig. 115) :



Rappelons que ces réactions faciles sont appliquées dans la préparation de petites quantités d'hydrogène (fig. 29).

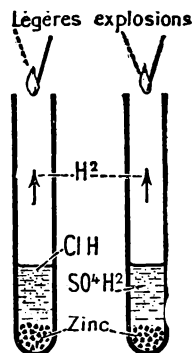


FIG. 115. — Attaque du zinc, à froid, par les solutions chlorhydrique et sulfurique ordinaires.

B. — L'ALUMINIUM

Al = 27

76. Propriétés physiques.

a) L'aluminium est un beau métal *blanc*, auquel on peut donner un **remarquable éclat métallique** : aussi remplace-t-il parfois l'argent dans la confection de *miroirs* utilisés en optique.

b) C'est le moins dense des métaux usuels ($2,7 \text{ g/cm}^3$; trois fois plus léger que le fer à volume égal), ce qui explique l'emploi de l'aluminium dans la confection des équipements de soldats, de touristes, d'explorateurs, et dans la fabrication des bicyclettes, des moteurs d'automobiles, et surtout des avions.

c) L'aluminium est assez fusible; il fond vers 660° et se moule bien par moulage, aussi beaucoup d'objets en aluminium sont-ils obtenus simplement par moulage, ce qui diminue leur prix de revient.

d) L'aluminium est très bon conducteur de la chaleur et de l'électricité; il l'est plus encore que le fer, et seul, parmi les métaux usuels, le cuivre le surpasse à cet égard.

Depuis longtemps déjà, les ustensiles de cuisine en aluminium ont remplacé presque partout ceux de cuivre, un peu plus conducteurs, mais plus chers et d'entretien moins facile.

De même, on préfère l'aluminium au cuivre pour les gros câbles de distribution électrique; faute de cuivre, on a souvent employé, durant la dernière guerre, les fils d'aluminium dans les installations électriques domestiques et industrielles.

77. Propriétés mécaniques.

a) L'aluminium est le plus malléable des métaux usuels; on peut obtenir des feuilles d'aluminium dont l'épaisseur n'atteint pas un $1/100 \text{ mm}$! Elles servent à décorer des meubles, des livres, des tableaux; de plus épaisses sont employées à l'emballage des denrées (chocolat, fromage), au bouchage hermétique des bouteilles, etc...

En broyant des feuilles minces, on obtient de la *poudre d'aluminium* servant à la préparation de peintures « métalliques ».

b) Bien qu'assez peu tenace, l'aluminium est cependant très ductile; on fait des fils d'aluminium de diamètres très variés : certains sont assez fins pour pouvoir être tissés, d'où la confection de tissus métalliques employés dans l'ameublement.

c) Par contre, l'aluminium n'est pas très dur; ce manque de dureté, et aussi de ténacité et d'élasticité, limite l'emploi de l'aluminium pur dans l'industrie métallurgique; par contre, des *alliages légers* à base d'aluminium ont des propriétés mécaniques très supérieures, comparables à celles de l'acier, et sont de plus en plus utilisés industriellement.

78. Propriétés chimiques.

a) L'aluminium est encore plus oxydable que le fer et le zinc. — Si l'aluminium paraît inaltérable en présence d'air, même à chaud, c'est qu'il *est toujours oxydé superficiellement*;

L'oxyde produit est de l'**alumine** (Al_2O_3) : il forme une couche remarquablement protectrice parce que très *compacte* et très *réfractaire* ⁽¹⁾; c'est ainsi qu'un fil d'aluminium, placé dans la flamme, fond dans sa gaine d'alumine, mais ne brûle pas, étant isolé de l'air par cette gaine (fig. 116).

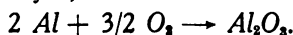
Par contre, en feuille très mince ou en poudre, l'aluminium brûle en dégageant une quantité de chaleur considérable, qui explique la très vive incandescence observée (fig. 117);



FIG. 116. — L'aluminium en fil ne brûle pas, étant isolé par sa gaine d'alumine.

les particules métalliques en combustion sont portées à une température voisine de 3.000° et, de ce fait, émettent une lumière particulièrement blanche et éblouissante (d'où l'emploi de poudre d'aluminium dans la confection d'engins de « feux d'artifices »).

L'oxydation de l'aluminium, à froid ou à chaud, à sec ou à l'humidité, ne produit jamais qu'un seul oxyde, l'alumine :



b) L'aluminium est

un réducteur très énergique. — En particulier, l'aluminium réduit à chaud de nombreux oxydes métalliques avec production d'alumine et libération des métaux correspondant à ces oxydes; avec l'oxyde ferrique, par exemple, on obtient du fer (fig. 118) :



Industriellement, on prépare parfois le **chrome** (Cr) en réduisant ainsi l'oxyde de chrome (Cr_2O_3) par l'aluminium; ce procédé de préparation est appelé **aluminothermie**.

c) **L'aluminium est facilement attaqué à froid par l'acide chlorhydrique** mais non par l'acide sulfurique; avec l'acide chlorhydrique, la réaction, lente d'abord puis de plus en plus rapide, donne du **chlorure d'aluminium** (Cl_3Al) et de l'**hydrogène** (fig. 119) :

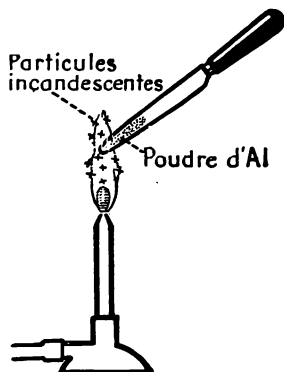
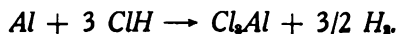


FIG. 117. — Combustion très vive de la poudre d'aluminium dans une flamme chaude.

(1) L'alumine ne fond qu'à une température supérieure à 2.000° .

Remarquons que l'aluminium, contrairement au fer, est *attaqué par les bases*; par exemple, une solution concentrée de soude, surtout si elle est chaude, ronge rapidement l'aluminium, et la réaction s'accompagne d'un dégagement d'hydrogène.

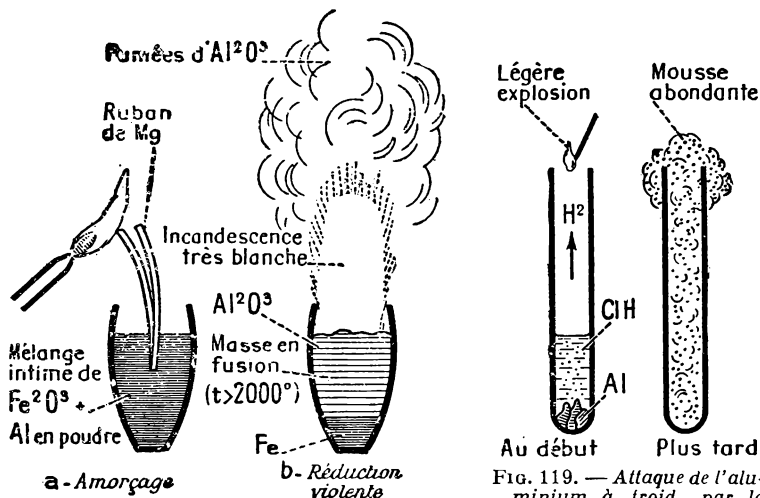


FIG. 118. — Réduction de l'oxyde de fer par la poudre d'aluminium.

FIG. 119. — Attaque de l'aluminium, à froid, par la solution chlorhydrique (la réaction s'accélère).

RÉSUMÉ

A. Le zinc ($zn = 65$) est un métal blanc bleuâtre, beaucoup plus fusible que le fer; le zinc fondu sert à préparer la grenaille de zinc et à galvaniser le fer ou ses alliages.

Les propriétés mécaniques du zinc sont médiocres; il n'est ni tenace ni ductile, et n'est malléable qu'entre 100 et 150°; on peut alors le réduire en feuilles (toitures, confection de gouttières et récipients pour l'eau).

Le zinc est un métal très oxydable à chaud, donnant de l'oxyde de zinc (ZnO) par combustion vive; à froid, en présence d'air atmosphérique, le zinc se couvre d'une couche protectrice de carbonate basique (ou hydrocarbonate) de zinc.

C'est un métal réducteur, et aussi un métal attaqué à froid par l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique dilués avec production d'un sel de zinc et dégagement d'hydrogène.

B. L'aluminium ($Al = 27$) est un beau métal blanc dont l'éclat métallique est remarquable; c'est le moins dense des métaux usuels et cette légèreté explique un grand nombre de ses usages.

L'aluminium est assez fusible et se moule bien; il est surtout très bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.

La propriété mécanique la plus remarquable de l'aluminium est sa malléabilité (réduction en feuilles très minces); il est aussi très ductile (réduc-

tion en fils très fins); par contre, il n'est ni très dur, ni très tenace, aussi l'industrie métallurgique l'emploie-t-elle surtout sous forme d'alliages légers, dont les propriétés mécaniques rappellent celles de l'acier.

L'aluminium est encore plus oxydable que le fer et le zinc; à froid ou à chaud, il se couvre d'une couche très protectrice d'oxyde (alumine: Al_2O_3); quand il est dans un état assez divisé (poudre, feuilles minces) pour pouvoir brûler, la combustion est extrêmement vive.

L'aluminium est un réducteur énergétique, qui peut réduire des oxydes métalliques (Fe_2O_3 , Cr_2O_3) avec production d'alumine et libération des métaux (aluminothermie).

L'acide chlorhydrique attaque l'aluminium qui, par contre, résiste à l'acide sulfurique; la soude ronge aussi l'aluminium.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Comparer les propriétés physiques du zinc à celles du fer.
- Qu'est-ce que la *grenaille de zinc*? Comment l'obtient-on?
- Comment peut-on *galvaniser* un objet en fer?
- Comparer les propriétés mécaniques du zinc à celles du fer.
- Comment sont obtenues les *feuilles de zinc*? A quoi servent-elles?
- Comment peut-on préparer de la *poudre de zinc*?
- Citer des expériences montrant que le zinc est très *oxydable*.
- Que produit l'oxydation du zinc? Application?
- La rouille du zinc est-elle un oxyde, comme celle du fer? Est-elle protectrice? Pourquoi?
- Comment peut-on expliquer la formation de cette rouille du zinc?
- Comment le zinc réagit-il avec ClH et SO_3H , dilués? Application?
- Comparer les propriétés physiques de l'aluminium à celles du fer.
- Quelle est la propriété physique de l'aluminium qui justifie le plus grand nombre de ses usages?
- Citer des applications de la grande *malléabilité* de l'aluminium.
- Quelles sont les propriétés pratiques (physiques et mécaniques) qui expliquent la profusion des objets d'usage courant en aluminium? (Envisager plusieurs exemples).
- L'aluminium paraît-il altérable? Que doit-on en penser?
- Peut-on faire brûler l'aluminium?
- Quel est le produit de l'altération de l'aluminium en présence d'air? Est-il unique?
- Qu'est-ce que l'*aluminothermie*? De quelle propriété est-elle une application?
- Quel est l'acide courant qui attaque facilement l'aluminium?
- Peut-on chauffer de la soude dans une casserole en aluminium?

1. Quel poids de zinc faut-il oxyder pour obtenir une tonne de « blanc de zinc »?
 $\text{Zn} = 65$; $\text{O} = 16$.

2. On attaque complètement 6,8 g de grenaille de zinc par la solution chlorhydrique; sachant que l'on obtient 2,5 l d'hydrogène (dans les conditions où 1 volume

moléculaire vaut 25 litres), calculer le poids de zinc pur dans 100 g de grenaille. $\text{Zn} = 65$.

3. Sachant que l'équation chimique résumant la réduction de la vapeur d'eau par le zinc chaud s'écrit :



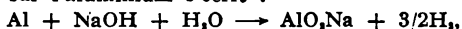
calculer le poids d'hydroxyde de zinc obtenu par réduction de 0,9 g d'eau. $\text{Zn} = 65$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

4. Ecrire l'équation chimique traduisant l'oxydation de l'aluminium et calculer la composition centésimale de l'alumine. $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$.

5. Dans l'expérience de la réduction aluminothermique de l'oxyde ferrique (fig. 118) on dispose de 16 g de cet oxyde (supposé pur); quel poids d'aluminium en poudre faut-il lui adjoindre pour qu'après réaction il ne reste que du fer et de l'alumine? $\text{Fe} = 56$; $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$.

6. Sachant qu'une solution commerciale d'acide chlorhydrique contient, par litre, 250 litres de gaz chlorhydrique ClH (ce volume étant mesuré dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 litres), calculer le volume de cette solution qu'il faudra mettre en présence d'aluminium pour faire disparaître 135 g de ce métal. $\text{Al} = 27$.

7. Sachant que l'équation chimique, résumant la réaction d'une solution concentrée de soude sur l'aluminium s'écrit :



calculer le volume d'hydrogène dégagé (dans les conditions normales) après disparition de 5,4 g d'aluminium, et le poids d'aluminate de sodium (AlO_2Na) formé. $\text{Al} = 27$; $\text{Na} = 23$.

PROPRIÉTÉS USUELLES DES PRINCIPAUX MÉTAUX (fin) LE CUIVRE ET LE PLOMB

A. — CUIVRE

$Cu \approx 64$

79. Propriétés physiques.

a) Le cuivre est un *métal jaune rougeâtre* auquel on peut donner un très bel éclat métallique par polissage; il est un peu plus dense que le fer ($8,9 \text{ g/cm}^3$).

b) Le cuivre fond vers 1.080° : il est donc plus fusible que le fer mais nettement moins que l'aluminium et (surtout) le zinc; d'ailleurs, *il ne se prête pas au moulage* car le refroidissement du métal fondu donne une masse trop poreuse.

c) Parmi les métaux usuels, ***le cuivre est le meilleur conducteur de la chaleur et de l'électricité.***

Si l'on chauffe deux barres semblables, l'une en fer et l'autre en cuivre, on constate que celle-ci transmet plus rapidement la chaleur de la flamme (fig. 120); c'est pourquoi dans les sucreries, distilleries, brasseries, l'on construit en cuivre les grandes chaudières, les cuves, les serpentins de réfrigérants où l'on cherche l'échauffement ou le refroidissement rapides de grandes quantités de liquides.

D'autre part, le cuivre est le métal le plus employé pour conduire le courant électrique (fig. 121); l'édification des réseaux de distribution (éclairage et

chauffage, électriques, force motrice, téléphone) consomme beaucoup de cuivre : c'est d'ailleurs là le principal usage du cuivre pur.

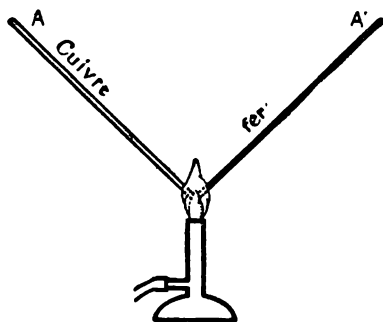


FIG. 120. — L'extrémité A est plus chaude que l'extrémité A'.

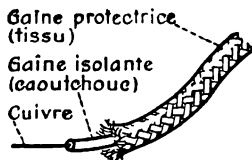


FIG. 121. — Tronçon d'un fil électrique ordinaire.

80. Propriétés mécaniques.

a) Comme l'aluminium, **le cuivre est un métal très malléable** ; par laminage, on obtient des feuilles de cuivre dont on fait parfois des toitures (*Opéra* et *Notre-Dame*, à Paris) ou un revêtement protecteur pour certains bateaux de bois.

Par simple martelage à froid de ces plaques de cuivre, les *chaudronniers* obtiennent des objets de tailles et de formes les plus variées employés dans les installations industrielles (chaudières, cuves) ou domestiques (ustensiles de cuisine, bassinoires, vases, etc...).

b) Parce qu'il est malléable et aussi assez tenace, **le cuivre est un métal très ductile** ; on peut obtenir à la filière des fils de cuivre dont le diamètre varie des centièmes de mm à plusieurs mm, et qui sont essentiellement destinés aux industries électriques.

c) Par contre, **le cuivre est un métal assez mou et cassant** ; c'est pourquoi l'industrie métallurgique préfère l'employer sous forme d'*alliages* (1), plus durs, plus tenaces et surtout plus élastiques que le cuivre pur.

Les deux principaux alliages du cuivre sont :

— Le **laiton** (cuivre + zinc), appelé aussi « cuivre jaune », dont on fait des appareils de physique, des robinets, des chandeliers, des instruments de musique.

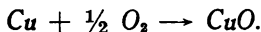
— Le **bronze** (cuivre + étain), que l'on emploie dans la confection de médailles, de statues, de cloches...

(1) Sauf quand il s'agit d'une application de la conductibilité du cuivre pour la chaleur et l'électricité, qui exige au contraire le maximum de pureté.

81. Propriétés chimiques.

a) *Le cuivre est beaucoup moins oxydable que le fer, le zinc et l'aluminium;*

1° A l'air sec, il ne s'oxyde qu'à température assez élevée (fig. 122), et l'oxydation est loin d'être aussi vive que celle de ces derniers métaux; elle donne de l'oxyde cuivrique noir (CuO) :



Dans les molécules de cet oxyde, les atomes de métal et d'oxygène ne sont pas unis aussi solidement que dans les oxydes de fer, de zinc ou d'aluminium; il en résulte que l'oxyde de cuivre cède assez facilement son oxygène aux corps réducteurs: on dit que c'est un **oxydant**.

En particulier, nous avons vu que l'oxyde de cuivre est aisément réduit par l'hydrogène (§ 34) et par le carbone (§ 38-a).

2° A froid en présence d'air atmosphérique, par suite de l'action combinée de l'oxygène, de la vapeur d'eau et du gaz carbonique, le cuivre se couvre d'une couche superficielle verdâtre de carbonate basique (ou hydrocarbonate) de cuivre.

Cette rouille du cuivre, dont la formation rappelle celle du zinc, est appelée **vert-de-gris**; étant compacte, elle isole de l'air le métal sous-jacent, si bien que le cuivre n'exige pas, comme le fer, une protection artificielle.

Notons que le **vert-de-gris** est **toxique**: il convient donc de maintenir très propres les ustensiles de cuisine en cuivre, ou de les **étamer** intérieurement.

3° *Le cuivre n'est pas réducteur; c'est une conséquence de sa faible oxydabilité.*

b) *Le cuivre n'est pas attaqué par la solution chlorhydrique ni par la solution sulfurique diluée et froide; on peut*

décaper, c'est-à-dire débarrasser de sa rouille le cuivre superficiellement oxydé en le mettant par exemple en présence d'une solution chlorhydrique

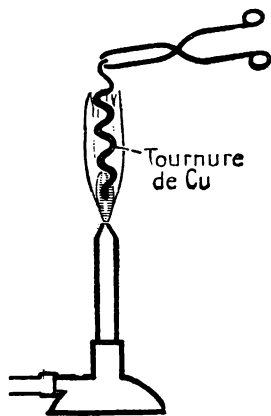


FIG. 122. — Oxydation du cuivre, au rouge sombre, par l'oxygène de l'air.

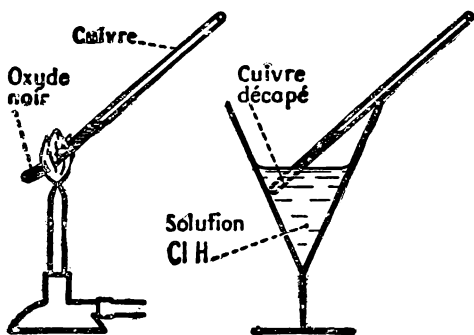


FIG. 123. — Décapage d'un fil de cuivre oxydé, par immersion dans la solution chlorhydrique.

(fig. 123) : seule la rouille disparaît car le cuivre résiste à l'action de l'acide⁽¹⁾.

Par contre, nous avons vu que l'acide sulfurique *concentré et bouillant* attaque le cuivre avec production de *sulfate de cuivre* (SO_4Cu) et dégagement de gaz *sulfureux* :



Rappelons que c'est un moyen d'obtenir de petites quantités de gaz sulfureux (fig. 75).

Remarques. 1° *A la longue, en présence d'air, le cuivre est attaqué par des acides qui, seuls, n'ont pas d'action sur lui* : par exemples :

— Une lame de cuivre, incomplètement immergée dans une solution sulfurique diluée et froide (fig. 124) ou une solution d'acide acétique (vinaigre, fig. 125) est peu à peu rongée au voisinage de la surface du liquide ;

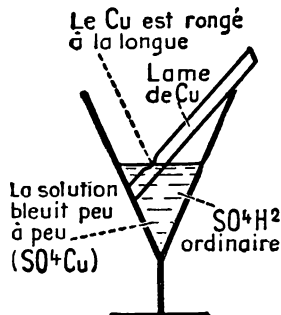


FIG. 124. — Action combinée de l'air et de l'acide sulfurique sur le cuivre (formation de sulfate de cuivre).

— Une goutte d'acide stéarique, tombée d'une bougie stéarique sur un bougeoir en cuivre, s'entoure peu à peu d'une auréole verte due à l'altération du cuivre.

Ces réactions s'expliquent par l'action combinée de l'oxygène et de l'acide sur le cuivre ; elles sont à rapprocher de la formation du vert-de-gris.

2° L'action conjuguée de l'oxygène et d'un acide permet aussi de comprendre pourquoi l'acide nitrique (NO_3H) réagit très vivement avec le cuivre, même à froid et en solution diluée (fig. 126) :

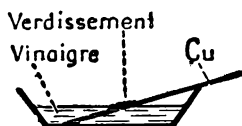


FIG. 125. — Action combinée de l'air et de l'acide acétique sur le cuivre (formation d'acétate de cuivre).

L'acide nitrique joue d'abord le rôle d'oxydant : une partie se décompose en donnant de l'oxygène et des vapeurs rutilantes ; en présence de cet oxygène et de l'acide non décomposé, le cuivre est attaqué et transformé en *nitrate de cuivre* (NO_3)₂ Cu, qui bleuit la solution.

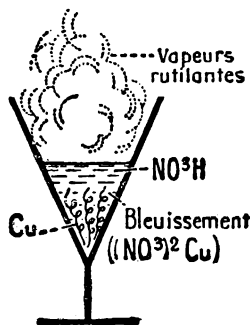


FIG. 126. — Attaque du cuivre, à froid, par l'acide nitrique ordinaire.

Cette attaque facile est appliquée dans la gravure sur cuivre à l'eau forte (solution diluée d'acide nitrique).

B. — LE PLOMB

Pb = 207

82. Propriétés physiques.

a) Le plomb est un métal gris bleuâtre, doué d'éclat métallique quand il vient d'être poli.

(1) C'est l'opération appelée communément *décapage* à l'*esprit de sel*.

b) Le plomb est le plus dense des métaux usuels ($11,3 \text{ g/cm}^3$); on se sert du plomb pour alourdir les parties inférieures des sous-marins, des scaphandres, de certains jouets (fig. 127), afin d'accroître leur stabilité.

c) Le plomb est le plus fusible des métaux étudiés dans ce cours; sa température de fusion n'est que de 327° et on le fond aisément dans une flamme quelconque; fondu, on peut le couler dans des moules et obtenir ainsi très facilement de petits objets en plomb.

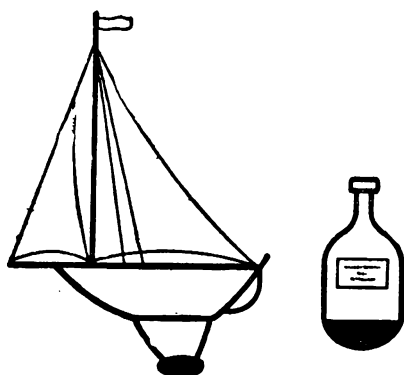


FIG. 127. — Jouets lestés de plomb.

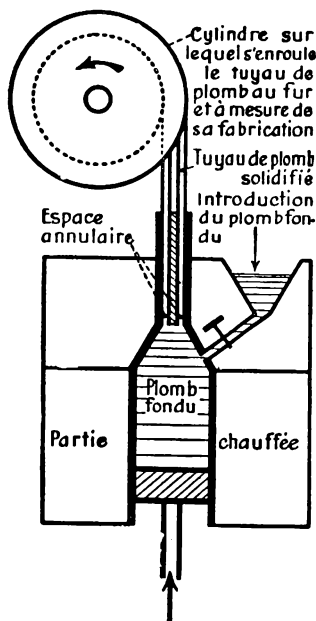


FIG. 128. — Principe de la fabrication des tuyaux de plomberie.

De même, les **tuyaux de plomb**, très employés pour conduire l'eau potable et le gaz de ville dans nos installations domestiques, sont fabriqués rapidement et sans frais d'usinage à partir du plomb fondu : le métal liquide est poussé dans un espace annulaire où il se solidifie par refroidissement (fig. 128).

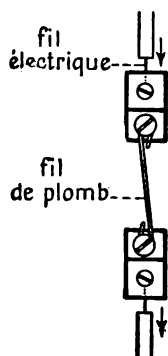


FIG. 129. — Fusible en fil de plomb.

d) Le plomb est bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.

Tout le monde sait que l'on intercale des **fusibles** de sécurité dans les lignes électriques pour éviter qu'elles soient traversées par des courants trop intenses qui détérioreraient les appareils d'utilisation et pourraient même provoquer des incendies; or, ces fusibles sont souvent des **fils de plomb** (fig. 129) dont la longueur et le diamètre sont calculés de façon que l'échauffement dû au passage du courant entraîne la fusion du plomb (donc l'interruption du courant) dès que l'intensité devient trop forte.

83. Propriétés mécaniques.

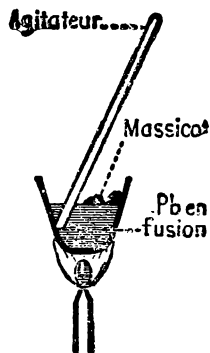
a) **Le plomb est un métal malléable**; c'est ainsi que les tuyaux de plomb des canalisations d'eau et de gaz se déforment facilement à froid, même à la main.

b) **Par contre le plomb est le plus mou et le moins tenace des métaux usuels**; c'est à cause de ce manque de dureté et de ténacité que les lames de plomb sont toujours assez épaisses et que l'on ne peut obtenir de fils de plomb très fins à la filière.

Pour la même raison, on doit augmenter la dureté et la résistance à l'usure des caractères d'imprimerie en mélangeant le plomb avec le quart de son poids d'antimoine.

84. Propriétés chimiques.

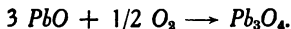
a) **Action de l'oxygène.** — L'oxydabilité du plomb est comparable à celle du cuivre :



1° A l'air sec, **le plomb s'oxyde à chaud** : c'est ainsi que la surface du plomb fondu se ternit très vite (fig. 130) par suite de la formation superficielle d'un oxyde de plomb jaunâtre appelé **massicot** (PbO) :



Si le massicot est maintenu longtemps, en présence d'air, à une température voisine de 450° , il se transforme en un autre oxyde de plomb, d'un beau rouge orangé, le **minium** (Pb_3O_4) qui entre dans la confection des peintures destinées à la protection du fer :



2° A l'air atmosphérique, **le plomb se ternit assez vite** : comme le zinc et le cuivre, sous l'action conjuguée de l'oxygène, de la vapeur d'eau et du gaz carbonique, le plomb se transforme superficiellement en carbonate basique (ou **hydrocarbonate**) de plomb qui constitue, là encore, une **rouille protectrice**.

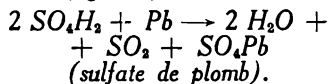
Remarque. — Cette rouille est partiellement soluble dans l'eau, d'où le danger d'une eau qui aurait ruisselé sur du plomb, car **les composés du plomb sont très toxiques**; c'est pourquoi l'on emploie le zinc, et non le plomb, pour confectionner les gouttières et les citernes destinées à recueillir l'eau de pluie.

Par contre, l'eau de source, et plus généralement l'eau potable que l'on nous distribue, contiennent des sels (carbonate de calcium, sulfate de calcium), qui forment avec la rouille du plomb un dépôt **insoluble** constituant pour la surface intérieure des tuyaux de plomb un revêtement isolant; ces eaux peuvent donc circuler dans des tuyaux de plomb sans se charger de dérivés du plomb.

FIG. 130. — Oxydation rapide du plomb à l'air, à la température de fusion (la pellicule d'oxyde de plomb se reforme constamment).

b) Action des acides. — En face de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique dilué et froid, le comportement du plomb est analogue à celui du cuivre; en particulier, la résistance du plomb à l'attaque de l'acide sulfurique explique l'emploi de grandes feuilles de plomb pour revêtir les parois des chambres où l'on prépare cet acide (§ 55-2°).

Comme le cuivre, le plomb est attaqué par l'acide sulfurique concentré et bouillant avec dégagement de gaz sulfureux (fig. 131) :



L'acide nitrique est là encore, l'acide dont l'action sur le plomb est la plus vive; la réaction se fait à froid et donne immédiatement des *vapeurs rutilantes* pendant que le plomb se transforme en *nitrate de plomb* ($\text{NO}_3)_2 \text{Pb}$ qui se dissout (fig. 132).

Le papier au permanganate se décolore

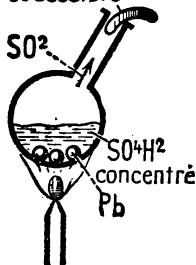


FIG. 131. — Attaque du plomb par l'acide sulfurique concentré et bouillant (le gaz sulfureux formé décolore le permanganate de potassium).

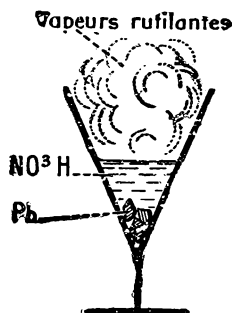


FIG. 132. — Attaque du plomb, à froid, par l'acide nitrique ordinaire.

RÉSUMÉ

A. Le cuivre ($\text{Cu} = 64$) est un métal jaune rougeâtre un peu plus dense et un peu plus fusible que le fer mais beaucoup moins fusible que le zinc; parmi les métaux usuels c'est le meilleur conducteur de la chaleur et de l'électricité; aussi le cuivre est-il le métal le plus employé pour confectionner les fils électriques.

Le cuivre est aussi l'un des métaux les plus malléables (laminage, martelage) et ductiles (fils de cuivre de tous calibres); par contre, il n'est ni très dur, ni très résistant aux efforts mécaniques, c'est pourquoi l'industrie métallurgique lui préfère ses alliages, et en particulier le *laiton* (avec du zinc) et le *bronze* (avec de l'étain).

Le cuivre est beaucoup moins oxydable que le fer, le zinc et l'aluminium; à chaud il donne de l'oxyde de cuivre noir (CuO) et, à froid, en présence d'air atmosphérique, il se recouvre d'une couche protectrice de *vert-de-gris*.

Le cuivre n'est pas réducteur et résiste aux acides; pourtant, il est attaqué par SO_4H_2 concentré et bouillant (préparation de SO_2), par l'acide nitrique (gravure sur cuivre), et aussi, à la longue, sous l'action combinée de l'oxygène et de la plupart des acides.

B. Le plomb ($\text{Pb} = 207$) est le plus dense des métaux usuels; c'est aussi le plus fusible des métaux étudiés dans le cours de Chimie et l'on obtient

facilement des objets moulés et des tuyaux de plomb à partir du plomb fondu. Parce qu'ils sont à la fois très fusibles et conducteurs de l'électricité, on peut employer des fils de plomb comme fusibles dans les installations électriques.

Le plomb est un métal *malléable*, mais c'est le plus mou et le moins tenace des métaux usuels.

L'oxydabilité du plomb est comparable à celle du cuivre; à chaud, le plomb fondu se recouvre d'une couche d'oxyde (massicot PbO), et à froid, à l'air atmosphérique, le plomb se revêt d'une rouille protectrice (hydrocarbonate) dont la formation est analogue à celle des rouilles du zinc et du cuivre.

Les composés du plomb sont très *toxiques* et l'on ne peut employer le plomb pour recueillir l'eau de pluie; par contre, l'eau de source peut circuler dans des tuyaux de plomb sans s'altérer, grâce aux sels qu'elle contient.

Les actions des acides chlorhydrique, sulfurique et nitrique sur le plomb ont sensiblement les mêmes résultats que sur le cuivre.

QUESTIONS ET EXERCICES

- Comparer la *densité* et la *fusibilité* du cuivre à celles du fer et du zinc.
- Quelles sont les propriétés physiques du cuivre les plus remarquables?
- A quoi le cuivre *pur* est-il surtout employé?
- Quelles sont les propriétés du cuivre qui le font employer en *chaudronnerie*?
- Quelles sont les propriétés qui expliquent son emploi dans l'industrie électrique?
- Pourquoi préfère-t-on, souvent, employer le *laiton* ou le *bronze* plutôt que le cuivre pur?
- Qu'observe-t-on quand on chauffe du cuivre à température assez élevée? Expliquer.
- Qu'est-ce que le *vert-de-gris*? Comment explique-t-on sa formation?
- Pourquoi l'oxyde de cuivre est-il employé comme *oxydant*? Exemples d'emploi.
- Qu'est-ce qu'un *décapage* du cuivre à l'«esprit de sel»? Le cuivre est-il attaqué?
- Dans quels cas le cuivre réagit-il avec l'*acide sulfurique*? Application?
- Comment explique-t-on le verdissement du cuivre mis longtemps en présence d'air et d'acide acétique ou stéarique?
- Comment fait-on une gravure sur cuivre à l'*eau forte*?
- Quelles sont les deux propriétés physiques du plomb les plus remarquables?
- Comment obtient-on les *tuyaux de plomb*?
- Qu'est-ce qu'un *fusible*? Pourquoi peut-on faire des fusibles en plomb?
- Citer des observations qui renseignent sur les *propriétés mécaniques* du plomb.
- Qu'est-ce que le *massicot*? Comment se forme-t-il?
- Comparer la rouille du plomb à celle du cuivre, puis à celle du fer.
- Pourquoi ne fait-on pas de gouttières en plomb?

— Pourquoi l'eau potable peut-elle circuler sans danger dans des tuyaux de plomb?

— Comparer l'action des acides sur le plomb et sur le cuivre.

1. En admettant que le cuivre, chauffé assez longtemps en présence d'oxygène, se transforme complètement en oxyde cuivrique noir, calculer l'augmentation du poids si l'on part de 16 g de cuivre. Cu = 64.

2. Quel volume d'hydrogène (dans les conditions normales) doit-on faire agir sur 40 g d'oxyde cuivrique noir pour le réduire complètement à l'état de cuivre? Cu = 64; O = 16.

3. On veut obtenir du sulfate de cuivre à partir de l'action de l'acide sulfurique sur le cuivre; rappeler les conditions de la réaction et donner l'équation chimique qui la résume; calculer le poids de sulfate de cuivre que l'on obtiendra à partir de 8 g de cuivre. Cu = 64; S = 32; O = 16.

4. Quel poids de nitrate de cuivre peut-on obtenir par attaque complète de 12,8 g de cuivre par l'acide nitrique ordinaire? N = 14; O = 16; Cu = 64.

5. On veut obtenir du massicot, puis transformer celui-ci en minium, par chauffage du plomb à l'air; rappeler les conditions de ces oxydations et donner les équations chimiques qui les résument; calculer le poids du minium que l'on obtiendrait à partir de 10,35 g de plomb si les transformations étaient complètes. Pb = 207; O = 16.

6. On fait agir de l'acide sulfurique concentré et bouillant sur du plomb pur; sachant que l'on obtient 5 litres de gaz sulfureux (dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 litres), calculer le poids de sulfate de plomb formé. S = 32; O = 16; Pb = 207.

7. On attaque un morceau de plomb impur, pesant 46 g, par de l'acide nitrique jusqu'à cessation de tout dégagement de vapeurs rutilantes; sachant que l'on obtient 66,2 g de nitrate de plomb, calculer le pourcentage en plomb pur de l'échantillon attaqué. N = 14; O = 16; Pb = 207.

**Tableau des symboles ⁽¹⁾ et poids atomiques
des principaux corps simples
(par ordre alphabétique)**

MÉTALLOÏDES

Antimoine.....	Sb = 122	Hélium.....	He = 4
Argon.....	A = 40	Hydrogène.....	H = 1
Arsenic.....	As = 75	Iode.....	I = 127
Azote.....	N = 14	Oxygène.....	O = 16
Bore.....	B = 11	Phosphore.....	P = 31
Brome.....	Br = 80	Sélénium.....	Se = 79
Carbone.....	C = 12	Silicium.....	Si = 28
Chlore.....	Cl = 35,5	Soufre.....	S = 32
Fluor.....	F = 19	Tellure.....	Te = 128

MÉTAUX

Aluminium.....	Al = 27	Molybdène.....	Mo = 96
Argent.....	Ag = 108	Nickel.....	Ni = 59
Baryum.....	Ba = 137	Or.....	Au = 197
Bismuth.....	Bi = 209	Palladium.....	Pd = 107
Cadmium.....	Cd = 112	Platine.....	Pt = 195
Calcium.....	Ca = 40	Plomb.....	Pb = 207
Cérium.....	Ce = 140	Potassium.....	K = 39
Chrome.....	Cr = 52	Radium.....	Ra = 226
Cobalt.....	Co = 59	Sodium.....	Na = 23
Cuivre.....	Cu = 64	Strontium.....	Sr = 88
Étain.....	Sn = 119	Tantale.....	Ta = 181
Fer.....	Fe = 56	Thallium.....	Tl = 204
Iridium.....	Ir = 193	Thorium.....	Th = 232
Lithium.....	Li = 7	Titane.....	Ti = 48
Magnésium.....	Mg = 24	Tungstène.....	W = 184
Manganèse.....	Mn = 55	Uranium.....	U = 238
Mercure.....	Hg = 200,5	Zinc.....	Zn = 65

(1) Certains symboles correspondent à une dénomination des corps simples qui n'est pas la plus usuelle en France ; par exemple, l'azote est aussi le *nitrogène*, le mercure est aussi l'*hydrargyrum*, le potassium est aussi le *kallium*, le tungstène est aussi le *wolfram*, etc...

TABLE DES MATIÈRES

PHYSIQUE

Premier chapitre.	— Poids — Verticale — Notions de poids .	7
	Verticale.	9
Deuxième chapitre.	— Mesure d'un poids par allongement d'un ressort	13
	Principe du dynamomètre	13
Troisième chapitre.	— Centre de gravité — Équilibre	19
	A) Notion expérimentale du centre de gravité.	19
	B) Équilibre	22
Quatrième chapitre.	— Mesure du poids d'un corps à l'aide de la balance	28
Cinquième chapitre.	— Mesure du poids spécifique des solides et des liquides	39
Sixième chapitre.	— Notions de Force	47
Septième chapitre.	— Balance romaine — Leviers	54
Huitième chapitre.	— Liquides et gaz. Surface libre	61
	A) Distinction entre liquide et gaz	61
	B) Surface libre des liquides. Applications.	63
Neuvième chapitre.	— Principe d'Archimède	70
	A) Énoncé et vérification.	70
	B) Corps flottants	74
Dixième chapitre.	— Principe d'Archimède appliqué aux gaz.	82
Onzième chapitre.	— Notion de pression — Application aux solides	89
Douzième chapitre.	— Pressions exercées par les liquides	94
Treizième chapitre.	— Pression des gaz. Pression atmosphérique	105
	A) Pression d'un gaz	105
	B) Pression atmosphérique	107
Quatorzième chapitre.	— Baromètres et manomètres	115
	A) Baromètres	115
	B) Manomètres	121
Quinzième chapitre.	— Loi de Mariotte	128

CHIMIE

	Pages
<i>Premier chapitre.</i> — Préliminaires — Mélanges et Corps purs.	137
<i>Deuxième chapitre.</i> — L'air, exemple de mélange gazeux —	
L'azote	142
A) L'air est un mélange	142
B) Composition de l'air	144
C) L'azote	144
<i>Troisième chapitre.</i> — L'Eau — Corps composés et corps simples.	148
<i>Quatrième chapitre.</i> — Molécules et atomes — Symboles et poids atomiques — Formules et poids moléculaires	156
<i>Cinquième chapitre.</i> — L'oxygène	164
<i>Sixième chapitre.</i> — L'hydrogène	172
<i>Septième chapitre.</i> — Le carbone	179
A) Charbons et carbone	179
B) Propriétés chimiques du carbone	182
<i>Huitième chapitre.</i> — Le gaz carbonique	188
<i>Neuvième chapitre.</i> — Le soufre	197
<i>Dixième chapitre.</i> — Le gaz sulfureux	204
<i>Onzième chapitre.</i> — L'acide sulfurique	209
<i>Douzième chapitre.</i> — La soude caustique	217
<i>Treizième chapitre.</i> — Chlorure de sodium — Sulfate de sodium	224
A) Chlorure de sodium	224
B) Sulfate de sodium	227
<i>Récapitulation.</i> — Acides-Bases-Sels	230
A) Acides	230
B) Bases	231
C) Sels	231
<i>Quatorzième chapitre.</i> — Propriétés usuelles des principaux métaux. Le fer	232
<i>Quinzième chapitre.</i> — Propriétés usuelles des principaux métaux (suite)	239
A) Le zinc	239
B) L'aluminium	241
<i>Seizième chapitre.</i> — Propriétés usuelles des principaux métaux (fin)	247
A) Le cuivre	247
B) Le plomb	250
<i>Tableau des symboles et poids atomiques des principaux corps simples</i>	256

